த. பா. நி. (க. வெ.) வரிசை எண்—648.

புகுமுக வேதியியல்

(திருத்தப்பட்ட பாடத் திட்டத்தின்படி வெளியிடப்படுகிறது)

ஆசிரியர் :

டி. வி. கிருஷ்ணமூர்த்தி, எம்.எஸ்ஸி.,
துணைப் பேராசிரியர், வேதியியல் துறை.
அரசினர் ஆடவர் கலைக் கல்லூரி,
கும்பகோணம்.

தமிழ்நாட்டுப் பாடநூல் நிறுவனம்

First Edition—September, 1975

T.N.T.B.S. (C.P.) No. 648

Government of Tamilnadu

PRE-UNIVERSITY CHEMISTRY

T. V. KRISHNAMURTHY

Price Rs. 6-95

Published by the Tamilnadu Textbook Society under the Centrally Sponsored Scheme of Production of books and literature in regional languages at the University level, of the Government of India in the Ministry of Education and Social Welfare (Department of Culture), New Delhi.

Printed by

Srinivasam Press of Jupiter Enterprises,
...th Lane, Mount Road,

அணிந்துரை

திரு. இரா. நெடுஞ்செழியன்
(தமிழகக் கல்வி அமைச்சர்)

தமிழைக் கல்லூரிக் கல்வி மொழியாக ஆக்கிப் பதினைந்து ஆண்டுகள் ஆகிவிட்டன. குறிப்பிட்ட சில கல்லூரிகளில் பட்டப் படிப்பு வகுப்புவரை மாணவர்கள் தங்கள் பாடங்கள் அனைத்தையும் தமிழிலேயே கற்று வருகின்றனர். 1969ஆம் ஆண்டிலிருந்து அறிவியல் பாடங்களையும் தமிழிலேயே கற்பிக்க ஏற்பாடு செய்துள்ளோம். தமிழிலேயே கற்பிப்போம் என முன் வந்துள்ள கல்லூரி ஆசிரியர்களின் ஊக்கம், பிற பல துறைகளில் தொண்டு செய்வோர் இதற்கெனத் தந்த உழைப்பு, தங்கள் சிறப்புத் துறைகளில் நூல்கள் எழுதித் தர முன்வந்த நூலாசிரியர்கள் தொண்டுணர்ச்சி இவற்றின் காரணமாக இத் திட்டம் நம்மிடையே மகிழ்ச்சியும் மன நிறைவும் தரத்தக்க வகையில் நடைபெற்று வருகிறது. இவ்வகையில், கல்லூரிப் பேராசிரியர்கள் கலை, அறிவியல் பாடங்களை மாணவர்களுக்குத் தமிழிலேயே பயிற்றுவிப்பதற்குத் தேவையான பயிற்சியைப் பெறுவதற்கு மதுரைப் பல்கலைக் கழகமும், சென்னைப் பல்கலைக் கழகமும் ஆண்டுதோறும் எடுத்துவரும் பெருமுயற்சியைக் குறிப்பிட்டுச் சொல்லவேண்டும்.

வரலாறு, அரசியல், உளவியல், பொருளாதாரம், மெய்ப் பொருளியல், புவியியல், புவியமைப்பியல், மனையியல், கணிதம், இயற்பியல், வேதியியல், உயிரியல், வானியல், புள்ளியியல், விலங்கியல், தாவரவியல், பொறியியல், சட்டம் ஆகிய எல்லாத் துறைகளிலும் மூல நூல்கள், மொழிபெயர்ப்பு நூல்கள் என்ற இருவகையிலும் தமிழ்நாட்டுப் பாடநூல் நிறுவனம் வெளியிட்டு வருகிறது.

இவற்றுள் ஒன்றான 'புருமுக வேதியியல்' என்ற இந் நூல் தமிழ் நாட்டுப் பாடநூல் நிறுவனத்தின் 648ஆவது வெளியீடாகும். கல்லூரித் தமிழ்க் குழுவின் சார்பில் வெளியான 35 நூல்களையும் சேர்த்து இதுவரை 683 நூல்கள் வெளிவந்துள்ளன. இந் நூல் மைய அரசு கல்வி, சமூக நல அமைச்சகத்தின் மாநில மொழியில் பல்கலைக் கழக நூல்கள் வெளியிடும் திட்டத்தின் கீழ் வெளியிடப்படுகிறது.

தமிழில் பயிலும் மாணவர்கள் உலக மாணவர்களிடையே சிறந்த இடம் பெறவேண்டும் என்பதே நம் குறிக்கோளாகும். கல்லூரிகளிலும் பல்கலைக்கழகங்களிலும், கலையியற் பாடங்களையும், அறிவியற் பாடங்களையும், தொழில்நுட்ப அறிவுப் பாடங்களையும் பயிலுகின்ற மாணவர்கள், அவற்றைத் தமிழில் பயில வேண்டும் என்பதை வலியுறுத்தி வருவதற்குக் காரணம், தமிழறிவு வளரவேண்டும் என்பதைவிட, தமிழ் மக்களின், அறிவு ஆற்றல் எளிதாக, விரைவாக வளரவேண்டும் என்பதுதான். 'எதிலும் தமிழ் எங்கும் தமிழ்' என்ற குறிக்கோளை நிறைவேற்ற வேண்டிய கடப்பாடு, தமிழகத்து ஆசிரியப் பெருமக்களையும் மாணவர்களையும் சார்ந்ததாகும். தமிழ்நாட்டுப் பல்கலைக் கழகங்களின் பல்வகை உதவிகளுக்கும் ஒத்துழைப்புக்கும் நம் மனம் கலந்த நன்றி உரியதாகுக.

இரா. நெடுஞ்செழியன்

பொருளடக்கம்

பக்கம்

1. அறிவியல் அறிமுகம் (Introduction) ... 1

வேதியியல்—அறிவியல் முறை—சிறப்பு இலக்கம்

2. பொருளும் ஆற்றலும் (Matter and Energy) ... 5

பொருளின் வகைகள்—இயற்பியல் மற்றும் வேதி மாற்றங்கள்—நிறை—ஆற்றல் தொடர்பு.

3. வேதிக் கூடுகையின் விதிகள் (Laws of Chemical Combinations) ... 14

விதிகளின் வரைவிலக்கணங்கள்—டால்டனின் அணுக்கொள்கை—வேதிக் கூடுகையின் விதிகளை அணுக்கொள்கையின் மூலம் விளக்குதல்—அணுக்கொள்கையிலுள்ள குறைபாடுகள்.

4. அணுக்களும் மூலக்கூறுகளும் (Atoms and Molecules) ... 30

விளக்கம்—மூலக்கூறுகளின் வகைகள்—அணுக்களுக்கும் மூலக்கூறுகளுக்கும் இடையேயுள்ள தொடர்பு—அணுக்கட்டு எண்—அணு எடை—மூலக்கூறு எடை—கிராம் அணு எடையும் கிராம் மூலக்கூறு எடையும்.

5. குறியீடுகளும் வாய்பாடுகளும் (Symbols and Formulae) ... 38

இணைதிறன்—உறுப்புகள்—சதவீத இயைபு—முற்றுரு வாய்பாடு—மூலக்கூறு வாய்பாடு—சேர்மங்களுக்குப் பெயரிடுதல்—சமன்பாடுகள்—இவைபற்றிய கணக்குகள்.

6. அணுவின் உள்ளமைப்பு (Atomic Structure) ... 74

எலெக்ட்ரான், புரோட்டான், நியூட்ரான்—அணுக் கரு—அணு எண்—நிறை எண்—எலெக்ட்

பக்கம்

ரான்களின் அமைப்பு—அணு ஆர்பிட்டல்கள்—கதிரியக்கம் — α, β, γ கதிர்கள் — ஐஸோடோப்புகள்.

7. இணைதிறனைச் சார்ந்த எலெக்ட்ரான் கோட்பாடு (Electronic theory of Valence) ... 97

அயனி, சக, ஈதல் பிணைப்புகள்—மூலக்கூறுகளின் வடிவ அமைப்புகள்.

8. தனிம வரிசை அட்டவணை (Periodic Table) ... 118

தனிமங்களின் பலவித வகையீடுகள்—பண்புகளின் ஆவர்த்தன மாற்றம்—எலெக்ட்ரான் கவர் ஆற்றல், அயனியாக்க ஆற்றல், எலெக்ட்ரான் கவர்ச்சி—மெண்டலீஃப் அட்டவணையின் பயன்கள் — அதன் குறைபாடுகள் — மோஸ்லியின் சோதனையும், அணு எண்ணும்—நீண்ட தனிம வரிசை அட்டவணை.

9. வாயுக்கள் (Gases) ... 134

வாயுக்களைப் பற்றிய விதிகள்—பாயில் விதி—சார்லசின் விதி—தனி வெப்ப அளவை—வாயுக்களின் பொதுவான சமன்பாடு—வாயு மாறிலியின் (R) மதிப்புகள் — டால்டனின் பகுதி அழுத்தங்கள் பற்றிய விதி — வாயுக்களின் இயக்கப் பண்புக்கொள்கை.

10. அவகாட்ரோ கருதுகோள் (Avogadro's Hypothesis) ... 145

வரையறை—பயன்கள் — கே லூசாக்கின் கன அளவு விதியை விளக்குதல்—தனிம வாயுக்களின் அணுக்கட்டு எண்ணை நிர்ணயித்தல்—ஆவி அடர்த்திக்கும், மூலக்கூறு எடைக்குமுள்ள தொடர்பு — கிராம் மூலக்கூறு எடை—கிராம் மூலக்கூறு கன அளவு—வாயுவின் மூலக்கூறு வாய்பாட்டைக் கண்டறிதல் — கணக்குகள் — அவகாட்ரோ எண் — மோல்—கணக்குகள்—விக்டர் மேயர் முறையில் மூலக்கூறு எடை நிர்ணயித்தல்—கணக்குகள்.

பக்கம்

11. சமான எடை, மற்றும் அணு எடைகள் (Equivalent and Atomic Weights) ... 167

கண்டுபிடிக்கும் முறைகள்—டூலாங்-பெட்டிட் விதி—கணக்குகள்.

12. திண்மங்களும் நீர்மங்களும் (Solids and liquids) ... 183

உருகுநிலை—உறைநிலை—திரவத்தின் ஆவியழுத்தமும் கொதிநிலையும்—ட்ரௌடன் விதி.

13. கரைசல்கள் (Solutions) ... 189

கரைசல்களின் வகைகள்—கரைதிறன்—கரைதிறன் வரைபடம் — படிகமாதல் — சதவீத அடர்வு — நார்மாலிட்டி அலகு — மொலாரிட்டி அலகு—மொலாலிட்டி அலகு — மோல் பின்ன அலகு—நீர்த்த கரைசல்கள் — கரைப்பானின் ஆவி யழுத்தக் குறைவு—ரௌல்ட் விதி—கொதிநிலை உயர்வு—உறைநிலைத் தாழ்வு—கரைசல்களில் மின்பகு பொருள்களின் மூலக்கூறு எடைகள் கணக்கிடுதல் — மின்பகு பொருள்கள் கரைசல்களில் பிரிகை அடைதல்—மூலக்கூறுகளின் இணக்கம்—இயல்பற்ற மூலக்கூறு எடைகள்—வான்ட் ஹாஃப் எண்.

14. அயனிக் கொள்கை (Ionic Theory) ... 210

உலோகக் கடத்திகள்—மின்பகு பொருள் கடத்திகள் — மின்பகுப்பு — அர்ஹீனியஸின் கொள்கை—மிகையளவு, குறை அளவு அயனியாகும் பொருள்கள்.

15. அமிலங்கள், காரங்கள், உப்புகள் (Acids, Bases and Salts) 214

அர்ஹீனியஸின் கோட்பாடு—லவ்ரி–பிரான்ஸ்டெட் கொள்கை — நடுநிலையாக்கல் — உப்புகளின் வகைகள் — ஹைட்ரஜன் அயனி அடர்வு—pH அளவு.

16. ஆக்ஸிஜனேற்றம்—ஆக்ஸிஜன் ஒடுக்கம் (Oxidation and Reduction) ... 229

எலெக்ட்ரான் கொள்கை – ஆக்ஸிஜனேற்ற எண்கள்—அயனிச் சமன்பாடுகள்.

பக்கம்

17. வேதி வினைவேக இயல் (Chemical Kinetics) ... 241

மீள்தன்மையுள்ள, மீள்தன்மையற்ற வினைகள் இயங்கு சமநிலை—வினை வேகத்தைப் பாதிக்கும் காரணக்கூறுகள் — வேதிச் சமநிலை — நிறை தாக்க விதி — லீசாட்லியர் தத்துவம்—அதன் பயன்கள்.

18. பருமனறி பகுப்பு (Volumetric Analysis) ... 251

அமிலங்கள். காரங்கள், உப்புகள், ஆக்சிஜனேற்றிகள், ஒடுக்கிகள் ஆகியவற்றின் சமான எடைகள் — நார்மாலிட்டி — பருமனறி பகுப்பு விதிகள்—பருமனறி பகுப்பு அளவிடல் முறையின் விவரங்கள்.

19. ஹைட்ரஜன் (Hydrogen) ... 265

சோதனைச்சாலை, தொழிற்சாலை தயாரிப்பு முறைகள் — பண்புகள் — பிறவிநிலை ஹைட்ரஜன் – பயன்கள்.

20. ஆக்ஸிஜன் (Oxygen) ... 269

சோதனைச்சாலை, தொழிற்சாலை தயாரிப்பு முறைகள்—பண்புகள் — பயன்கள் — ஆக்ஸைடுகளின் வகைகள்.

21. குளோரின் (Chlorine) ... 275

தயாரிப்பு முறைகள்—பண்புகள்—ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம், ஹைட்ரஜன் குளோரைடு—தயாரிக்கும் முறைகள் — பண்புகள் — பயன்கள்—ஹாலஜன் குடும்பம்.

22. சல்ஃபர் (Sulphur) ... 292

தயாரிப்பு முறைகள் — புறவேற்றுமை—பண்புகள்—ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு—சல்ஃபர் டை ஆக்சைடு—சல்ஃபூரிக் அமிலம்—பரிசமுறை.

பக்கம்

23. நைட்ரஜன் (Nitrogen) ... 326

தயாரிப்பு முறைகள் — பண்புகள் — அம்மோனியா—நைட்ரிக் அமிலம்—நைட்ரஜனை நிலைப்படுத்துதல்—ஹேபர் முறை.

24. கார்பன் (Carbon) ... 350

புறவேற்றுமை — கார்பன் மானாக்சைடு—கார்பன் டைஆக்சைடு.

25. உலோகங்கள் (Metals) ... 357

உலோகங்களுக்கும் அலோகங்களுக்கும் உள்ள வேறுபாடுகள் — உலோகவியல் — சோடியம் — Na OH, Na_2 CO_3, Na HCO_3. Na_2 S_2 O_3.— $KMnO_4$, — K_2 Cr_2 O_7, $KClO_3$ — மக்னீசியம்—அலுமினியம்—காப்பர்—அயர்ன் மற்றும் எஃகு.

26. கரிம வேதியியல் (Organic Chemistry) ... 415

கரிம, கனிமச் சேர்மங்களுக்கிடையேயுள்ள வேறுபாடுகள் — உள்ளமைப்பு வாய்பாடு — நிறைவுற்ற, நிறைவுறாத ஹைட்ரோகார்பன்கள்—படி வரிசைகள் — செயல்படு தொகுதிகள்—ஐசோமெரிசம்—சங்கிலித் தொடர், இட, செயல்படு தொகுதி ஐசோமெரிசம் வகைகள்.

27. ஹைட்ரோ கார்பன்கள் (Hydrocarbons) ... 428

மீத்தேன் — ஈத்தேன் — எத்திலீன் — அசிட்டிலீன்—எத்தில் ஆல்கஹால்—அசிட்டிக் அமிலம்.

கலைச்சொற்கள் ... 455

1. அறிவியல் அறிமுகம்

(Introduction)

இருபதாம் நூற்றுண்டின் இறுதிக் காலத்தில் வாழும் நாம் விந்தைமிகு மாற்றங்கள் பலவற்றை அன்ருட வாழ்க்கையிலே காண்கின்ருேம். இம் மாற்றங்களின் காரணங்களேயும், அவற் றின் அடிப்படைகளேயும் புரிந்துகொள்ள முயலும்போது மனி தனின் சிந்தனே வளர்கிறது, கூடவே அறிவும் வளர்கிறது. மனிதன் தன்னேச் சுற்றிக் காணப்படும் பல உண்மைகளேத் தொகுத்து அறிவைப் பெற முயல்கின்ருன். இவ்வாறு தொகுக்கப்பட்ட உண்மைகள் அறிவியலின் வளர்ச்சிக்கு அடிகோலின. வாழ்க்கையில் காணப்படும் பல உண்மைகளுக் கிடையே உள்ள தொடர்புகளேக் கண்டறிந்து, அவற்றைச் சீரான முறையில் தொகுத்துக் கூறுவதே அறிவியலின் நோக்க மாகும். எனவே, வகைப்படுத்தப்பட்ட அறிவினேயே ‘அறிவியல்’ என்கிருேம்.

அறிவியலானது இயற்பியல், வேதியியல், கணித இயல், உயிரியல் போன்ற பல பிரிவுகளாகப் பிரிக்கப்பட்டுள்ளது. இவை ஒவ்வொன்றும் ஒன்றுடன் ஒன்று தொடர்பு கொண் டுள்ளன. வேதியியலின் வளர்ச்சியில் இயற்பியலின் பங்கு இன்றியமையாததாகும். கணித இயலே அடிப்படையாகக் கொண்டே இயற்பியல் வளர்ச்சியடைந்துள்ளது என்பது குறிப்பிடத்தக்கது. உயிரியலின் வளர்ச்சிக்கு வேதியியல் பெரிதும் பயன்படுகிறது.

பல்வேறு பொருள்களேத் தயாரித்தல், அவற்றின் இயைபு கள் (composition), இயல்புகள் ஆகியவற்றைப் பற்றிக் கூறுவது அறிவியலின் ஒரு பகுதியான வேதியியல் ஆகும்.

வேதியியலானது கனிம வேதியியல் (Inorganic Chemistry), கரிம வேதியியல் (Organic Chemistry), அறிமுறை வேதியியல்

(Theoretical Chemistry), உயிர் வேதியியல் (Bio Chemistry) எனப் பல பிரிவுகளாகப் பிரிக்கப்பட்டுள்ளது.

அறிவியல் முறை (Scientific Method)

விஞ்ஞானிகளின் பல ஆராய்ச்சிகளின் விளைவாகப் பல உண்மைகள் அறியப்பட்டுள்ளன. விஞ்ஞானி தன்னுடைய சுற்றுப்புறச் சூழ்நிலைகளைக் கூர்ந்துநோக்கிச் செய்த ஆராய்ச்சிகளின் விளைவுகளை அடிப்படையாகக் கொண்டு எழுந்தவையே இந்த உண்மைகளாகும். பல உண்மைகள் கண்டறியப்பட்ட போது அவற்றிற்கிடையே ஒரு சீரான தன்மையும் காணப்படுகிறது. இவ்வுண்மைகளை விளக்கும் வகையில் பல விதிகள் (Laws) அளிக்கப்படுகின்றன.

உண்மைகள் தோன்றும் காரணத்தை இவ் விதிகளால் விளக்கமுடியாது. இதை விளக்குவதற்காக விஞ்ஞானிகள் கருதுகோள் (Hypotheses) என்பதை அளிக்கின்றனர். இக் கருதுகோள் சரியானவையா எனப் பரிசோதனைகள் மூலம் ஆய்ந்து பார்க்கப்படுகிறது. கருதுகோளின் வாயிலாகக் கிடைத்த முடிவுகள் கண்டறிந்த உண்மைகளுடன் ஒப்பிட்டுப் பார்க்கப்படுகின்றன. இவை இரண்டும் ஒன்றுபட்டிருந்தால் கருதுகோள் சரியானது என்று ஏற்றுக்கொள்ளப்பட்டு, அதற்குக் கொள்கை அல்லது கோட்பாடு (Theory) என்று பெயர் சூட்டப்படுகிறது. இவை ஒன்றாக இல்லாவிடில், கருதுகோள் புறக்கணிக்கப்படுகிறது.

அறிவியல் முறையில் கீழ்க்காணும் நான்கு வழிகள் பின்பற்றப்படுகின்றன: (1) உண்மைகளைத் தொகுத்தல். (2) தொகுத்த உண்மைகளிலிருந்து விதிகளைப் பெறுதல். (3) கருதுகோளை உருவாக்குதல். (4) கருதுகோளிலிருந்து கிடைத்த உண்மைகளைக் கண்டறிந்த உண்மைகளுடன் ஒப்பிடுதல்.

கோட்பாடுகள் தெரிந்த உண்மைகளை விளக்குவது மட்டுமின்றி, புதிய உண்மைகளை ஆராயவும் வழிவகுக்கவேண்டும். எதிர்காலத்தில் கண்டுபிடிக்கப்படும் புதிய உண்மைகள் கோட்பாடுகளுடன் முரண்பட்டால் இக் கொள்கைகள் மாற்றியமைக்கப்படுகின்றன; புதிய கொள்கைகள் உருவாக்கப்படுகின்றன. எனவே, எல்லாக் கோட்பாடுகளும் புதிய உண்மைகள் கண்டுபிடிப்பினால் மாறக்கூடியவையாகும். அறிவியல் வளரவளர நியூட்டனின் விதி போன்ற பழைய கோட்பாடுகள் ஐன்ஸ்டீன் (Einstein) கொள்கை போன்ற புதிய கோட்பாடுகளால் மாற்றியமைக்கப்படுகின்றன.

எனவே காலமாறுபாட்டிற்கும், அறிவு வளர்ச்சிக்கும் ஏற்றவாறு கொள்கைகளும் கருத்துகளும் மாறுபடுகின்றன. அறிவியல் வளர்ச்சிக்குக் கோட்பாடும், கருதுகோளும் இரண்டு கண்கள் போன்றவை ஆகும்.

சிறப்பு இலக்கங்கள் (Significant figures)

விஞ்ஞானக் கருவிகளைப் பயன்படுத்தி நாம் அளக்கும் புள்ளி விவரங்கள் பிழை சிறிதும் அற்றது என்று சொல்ல இயலாது. சோதனைச் சாலையில் எடுக்கப்படும் விஞ்ஞான அளவீடுகள் எந்த அளவிற்குத் துல்லியமானது (accurate) என்பது அவ் வளவீட்டைக் குறிக்கும் எண்ணில் உள்ள இலக்கங்களைப் பொறுத்து அமைகிறது.

எடுத்துக்காட்டாக, ஒரு பியூரெட்டில் உள்ள திரவத்தின் மட்டம் 17·1–க்கும், 17.2–க்கும் இடையே இருப்பதாகக் கொள்வோம். இந்தக் கன அளவை 17·15 எனக் குறித்தால், இந்த எண்ணின் கடைசி இலக்கம் சந்தேகமானது (uncertain). 17·15 என்ற இந்த எண்ணில் நான்கு சிறப்பு இலக்கங்கள் இருப்பதாகக் கூறுகிறோம். ஓர் எண்ணில் நிச்சயமாக இருக்கும் இலக்கங்களின் எண்ணிக்கையுடன் ஒன்றைக் (சந்தேகமான இலக்கம்) கூட்டினால் கிடைப்பதே சிறப்பு இலக்கமாகும்.

ஒரு வேதித் தராசைக் கொண்டு ஒருபொருளின் எடையை 0·0002 கிராமுக்குத் துல்லியமாக நிர்ணயிக்க இயலும். பொருளின் எடையைச் சோதனையின் மூலம் 7·6726 என அறிவதாகக் கொண்டால், இந்த எண்ணிக்கையில் 5 சிறப்பு இலக்கங்கள் உள. கடைசி இலக்கமாகிய 6 சந்தேகத்திற்குரியது. சரியான எடை 7·6726 ± 0·0002 கிராமாக இருக்கும். வேதித் தராசைக் கொண்டு எடையை 8·32 கிராம் என அறிந்தால், அம் மதிப்பை 8·3200 கி என்று குறிப்பிடுவதே சரியான முறையாகும். ஏனெனில், முந்தைய மதிப்பில் (2 சிறப்பு இலக்கங்கள்) இரண்டாவது தசமபின்னமாகிய 2 ஐயப்பாட்டிற்குரியதாகிறது. உண்மையில் வேதித் தராசைக் கொண்டு அளவிடும் மதிப்புகளின் நான்காவது தசம பின்னமே சந்தேகத்திற்குரியதாக இருக்க வேண்டும்.

0·005 என்ற எண்ணில் ஒரு சிறப்பு இலக்கம்தான் உள்ளது. புள்ளிக்கு வலப்பக்கம் உள்ள இரண்டு பூச்சியங்களும், அந்த எண்ணின் இடமதிப்பைக் காட்டுவதற்காக உள்ளவை. ஆறல்

0·00500 என்ற எண்ணில் 3 சிறப்பு இலக்கங்கள் உள்ளன. 400 என்ற எண்ணில் மூன்று, இரண்டு அல்லது ஒரு சிறப்பு இலக்கங்கள் இருக்கலாம். இதைச் சரியாகக் குறிப்பிட வேண்டுமானல் 4×10^2 என்று எழுதவேண்டும். அதில் ஒரு சிறப்பு இலக்கம் உள்ளது. $4{\cdot}0\times10^2$ என்ருே, $4{\cdot}00\times10^2$ என்ருே குறிப்பிட்டால் அவ் வெண்ணில் முறையே இரண்டு அல்லது மூன்று சிறப்பு இலக்கங்கள் இருப்பதைக் காட்டுகிறது.

இரண்டோ, இரண்டிற்கு மேற்பட்ட எண்களின் பெருக்கு அல்லது கூட்டுத்தொகையில் இருக்கும் சிறப்பு இலக்கங்கள் கூட்டப்படும் அல்லது பெருக்கப்படும் எண்களில் மிகக் குறைந்த துல்லியமான எண்ணின் சிறப்பு இலக்கங்களுக்குச் சமமாக இருக்கவேண்டும். எடுத்துக்காட்டாக, 7·22, 2·1 இவற்றின் கூட்டுத்தொகையை 9·3 எனக் குறிப்பிட வேண்டுமேயன்றி, 9·32 என்று எழுதக்கூடாது.

விளுக்கள்

1. அறிவியல் முறைபற்றிக் குறிப்பு வரைக.
2. வேதியியலின் நோக்கமும் பயன்களும்பற்றி விளக்குக.
3. கீழ்க்கண்ட எண்களில் எவ்வளவு சிறப்பு எண்கள் உள்ளன?

(i) 2·7003, (ii) 2·70030, (iii) 7500,
(iv) $7{\cdot}5\times10^3$ (v) $7{\cdot}50\times10^3$ (vi) 0·0100

2. பொருளும் ஆற்றலும்

(Matter and Energy)

இயற்கையில் நம்மைச்சுற்றி நிகழும் மாற்றங்கள் யாவும், பொருள், ஆற்றல் ஆகிய இரண்டையும் சார்ந்தே காணப்படு கின்றன. வேதியியல் என்பது பொருள்களைப் பற்றியும், அப் பொருள்கள் பலவித ஆற்றல் மாற்றங்களினால் அடையும் மாறுதல்களை பற்றியும் விரிவாகக் கூறும் அறிவியல் பகுதியாகும்.

பொருள்கள் என்பவை இடத்தை அடைத்துக் கொள்ளும் தன்மையுடையனவாயும், குறிப்பிட்ட நிறை (mass) பெற்றன வாயும் உள்ளன. உலகத்தில் நாம் காண்பவை யாவும் பொருள்களால் ஆனவை. ஒரு பொருளின் பொருண்மை (mass) என்பது அப் பொருளின் அமைப்பிலுள்ள கூறுகளின் எண்ணிக்கையைக் குறிக்கும். ஒரு பொருளின் எடை (weight) இடத்துக்கிடம் மாறுபடும்; ஆனால், பொருண்மை நிலையானது.

பொருள்கள் பெரும்பாலும் ஒருபடித்தானவை (homo-geneous). எடுத்துக்காட்டாக, நீர், உப்பு, கரி, வைரம் போன்றவை ஒருபடித்தான பொருள்களாகும். அதன் சூழ்நிலையி லுள்ள அழுத்தம், வெப்பநிலை இவற்றைப் பொறுத்து, பொருள்களை மூன்று நிலைகளாகப் பிரிக்கலாம். அவை, திண்மம், திரவம், வாயு என்ற மூன்று நிலைகளாகும். ஒரு பொருளின் இம் மூன்று நிலைகளும் வெவ்வேறு தனிப்பட்ட இயற்பியல் பண்பு களைப் பெற்றிருக்கின்றன.

திண்மம்

திண்மப் பொருள்கள் குறிப்பிட்ட உருவத்தையும், பருமனளவையும், அடர்த்தியையும்பெற்றிருக்கின்றன. சான்றுகச்

சோடியம் குளோரைடு குறிப்பிட்ட படிக வடிவத்தைப் பெற்றிருக்கிறது. மூன்று வகை நிலைகளிலும் திடப்பொருள்கள் ஓர் ஒழுங்கான தன்மையைக் குறிக்கின்றன.

திரவம்

ஒரு திரவம் தனக்கெனக் குறிப்பிட்ட கன அளவையும், அடர்த்தியையும் பெற்றிருக்கிறது. ஆனால், திரவங்களுக்குத் தனிப்பட்ட உருவம் இல்லை, திரவங்களின் புறத்தோற்றம் அவைகள் உள்ள கொள்கலத்திற்கேற்ப மாறுகின்றது.

வாயு

எந்த ஒரு வாயுவுக்கும் குறிப்பிட்ட உருவம், பருமனளவு கிடையாது. வாயுக்களின் பருமனளவு அவற்றின் வெப்பநிலையையும், அழுத்த நிலையையும் பெரிதும் பொறுத்துள்ளன. வாயுக்கள் அவைகள் அடைக்கப்பட்டுள்ள கொள்கலத்தின் உருவத்தைப் பெற்றுள்ளன.

திடப் பொருள் தானாக நகரும் சக்தியற்றது. இதற்குக் காரணம் அவற்றிலுள்ள இம்மிகள் மிக நெருக்கமாகப் பிணைக்கப்பட்டிருப்பதேயாகும். திரவங்கள் தாமாக நகரும் தன்மை பெற்றிருக்கின்றன. இவற்றின் இம்மிகள் நெருக்கமாகப் பிணைக்கப்படாமலிருப்பதே இதற்குக் காரணமாகும். வாயுக்கள் தன்னிச்சையாக, தாறுமாறாக நகரும் தன்மை பெற்றிருக்கின்றன. இவற்றில் இம்மிகள் அதிக இடைவெளி விட்டு அமைந்திருப்பதால் இத்தகைய அசைவு நடைபெற முடிகிறது.

ஒவ்வொரு பொருளும் தனக்கே உரித்தான தனித்தன்மையுள்ள பண்புகளைப் பெற்றுள்ளன. ஒரு பொருளின் பண்புகள் தாம், அதை மற்றப் பொருள்களிலிருந்து பிரித்துக் காண உதவுகின்றன. பொருளின் பண்புகள் இரு வகைப்படும்: (1) இயற்பியல் பண்புகள் ; (2) வேதிப் பண்புகள்.

பொருள்களின் நிறம், மணம், சுவை, உருகுநிலை, கொதிநிலை, படிகத்தன்மை, அடர்த்தி எண், கரைதிறன் போன்றவை அவற்றின் இயற்பியல் பண்புகள் ஆகும்.

பொருள்கள் ஒன்றோடு ஒன்று வினைப்படும்போது நிகழும் மாற்றங்களும், வெப்பம், ஒளி, மின்சாரம் போன்ற ஆற்றல்களால் நிகழும் மாற்றங்களும் வேதிப் பண்புகள் எனப்படுகின்றன.

பொருளின் வகைகள்

உலகிலுள்ள பொருள்களை மூன்று வகைகளாகப் பிரிக்கலாம்: (1) தனிமம், (2) சேர்மம் , (3) கலவை.

(1) தனிமங்கள் (Elements)

ஒரே வகை அணுவாலானதும், ஒருபடித்தானதும், அதை விட எளியதாகப் பிரிக்க இயலாததுமான பொருள்களுக்குத் தனிமங்கள் எனப் பெயர். இரும்பு, வெள்ளி, ஹைட்ரஜன், ஆக்சிஜன் போன்றவை தனிமங்கள் எனப்படும். இத் தனிமங்களைச் சூடுபடுத்துவதன் மூலமோ, மற்ற வேதி முறைகளினாலோ இன்னும் எளிய பொருள்களாகச் சிதைக்க முடியாது. இது வரையில் 105 தனிமங்கள் கண்டுபிடிக்கப்பட்டுள்ளன. ஒரு தனிமத்தில் ஒரே வகையான அணுக்கள்தாம் உள்ளன.

(2) சேர்மங்கள் (Compounds)

இரண்டு அல்லது இரண்டிற்கு மேற்பட்ட தனிமங்கள் வேதி முறையில் ஒரு குறிப்பிட்ட எடை விகிதத்தில் கூடி உண்டாக்கக்கூடிய பொருளுக்குச் சேர்மம் என்று பெயர். நீர், கார்பன் டைஆக்சைடு, சாதாரண உப்புப் போன்றவைகள் சேர்மங்கள் எனப்படும். இவைகள் ஒருபடித்தானவை (homogeneous). சேர்மங்களுக்குக் குறிப்பிட்ட உருகுநிலை, கொதிநிலை போன்ற இயற்பியல் மாறிலிகள் உண்டு. 1 : 8 என்ற நிலையான எடை விகிதத்தில் ஹைட்ரஜனும், ஆக்சிஜனும் இணைந்து நீர் உண்டாகின்றது.

சேர்மங்களின் பண்புகள், அவற்றின் பகுதிப் பொருள்களின் பண்புகளிலிருந்து முற்றிலும் மாறுபட்டிருக்கின்றன. சேர்மங்களின் பகுதிப் பொருள்களை எவ்வித எளிய இயற்பியல் முறைகளினாலும் பிரிக்க இயலாது. சேர்மங்கள் உண்டாகும்போது வெப்பம், ஒளி, மின்சாரம் போன்ற பலவகை ஆற்றல்களில் மாற்றம் உடன் நிகழ்கிறது.

(3) கலவைகள் (Mixtures)

இரண்டு அல்லது இரண்டிற்கு மேற்பட்ட தனிமங்கள், அல்லது சேர்மங்கள் கலந்து உண்டாகும் பொருள்களுக்குக் கலவைகள் எனப் பெயர். இவைகள் ஒரேபடித்தானவையாகவோ அல்லது பலபடித்தானவையாகவோ (heterogeneous) இருக்கலாம்.

பகுதிப் பொருள்கள் (components) எவ்விகிதத்தில் கலந்தாலும் கலவை உண்டாகிறது. எடுத்துக்காட்டு: மணல், சர்க்கரை கலந்த கலவை; உப்பும் மணலும் சேர்ந்த கலவை. கலவைகளின் பண்புகள் அவற்றிலுள்ள பகுதிப் பொருள்களின் தனிப்பட்ட பண்புகளுடன் ஒத்துள்ளது பகுதிப் பொருள்களை எளிய இயற்பியல் முறைகளில் பிரிக்கலாம். கலவைகளுக்கெனத்

தனிப்பட்ட நிலையான இயற்பியல் மாறிலிகள் கிடையாது. இவை உண்டாகும்போது எவ்வித ஆற்றல் மாற்றமும் உண்டாவதில்லை. காற்று ஒரு கலவை எனக் கருதப்படுகிறது.

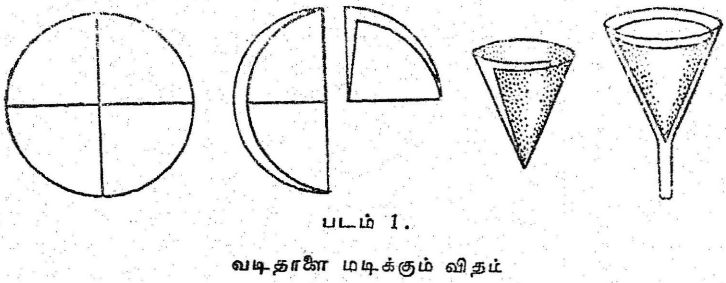
கலவைகளைப் பிரித்தல் (Separation of Mixtures)

கலவைகளின் தன்மைக்கேற்ப அவற்றிலுள்ள பகுதிப் பொருள்களைப் பிரிக்கும் முறைகள் வேறுபடுகின்றன.

(a) திண்ம-திண்மக் கலவைகள் (Solid-Solid Mixtures)

(i) இவ்வகைக் கலவைக்கு எடுத்துக்காட்டாக மணல்-உப்பு கலந்துள்ள கலவையை எடுத்துக்கொள்வோம். இக் கலவையில் உள்ள உப்பு நீரில்கரையும் தன்மையுள்ளது. மணல் நீரில் கரைவதில்லை. இக் கலவையை ஒரு முகவையில் எடுத்துக் கொண்டு, நீரூற்றி நன்கு கலக்கினால் உப்பு மட்டும் கரைந்து, மணல் கரையாமல் அடியில் தங்குகிறது. இவற்றைப் பிறகு 'தெளியவைத்து இறுத்தல்' (decantation) முறையில் பிரிக்கலாம். இம் முறையில் முகவையில் உள்ள கரைசலை நன்கு கலக்கிச் சிறிது நேரம் அசையாமல் வைத்திருக்க வேண்டும். மணல் அடியில் படிந்துவிடுகிறது. இதன் மேலுள்ள தெளிவான உப்புக்கரைசலை முகவையை இலேசாகச் சாய்த்து மற்றொரு முகவையில் இறுத்துவிடலாம். மணலைச் சூடுபடுத்தி உலர்த்தலாம். இறுக்கப்பட்ட திரவத்தைச் சுண்டக் காய்ச்சினால் நீர் ஆவியாகச் சென்றுவிட, உப்பு அடியில் தங்குகிறது. ஆனால், இம் முறை சிறந்தமுறை யாகாது.

(ii) வடிகட்டுதல் (Filtration): ஒரு கரையும் பொருளைக் கரையாத பொருளிலிருந்து பிரிக்க இதுவே சிறந்த முறையாகும். ஒரு வட்ட வடிவ வடிதாளைப் (filter paper) படத்தில்

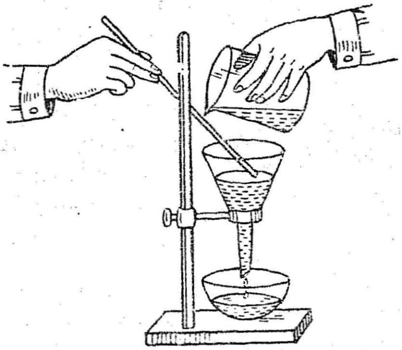


படம் 1.

வடிதாளை மடிக்கும் விதம்

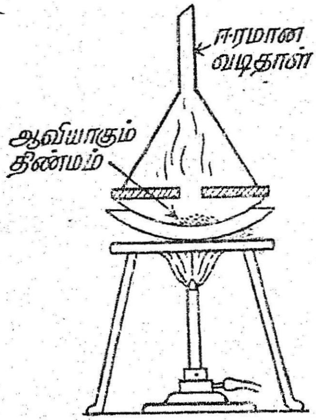
காட்டியபடி நான்காக மடிக்கவும். மூன்று மடிப்புகள் ஒரு பக்கமும், நான்காவது மடிப்பை மறுபக்கமும் பிரித்து, கிடைக்

கும் கூம்பு வடிவிலுள்ள தாளைப் புனலில் பொருத்தவும். முதலில் சிறிது நீரைப் புனலினுள் ஊற்றி, தாள் புனலில் நன்றாக ஒட்டிக் கொள்ளும்படி செய்யவும். பிறகு முகவையிலுள்ள கரையாத பொருளுடன் சேர்ந்திருக்கும் திரவத்தை, ஒரு கண்ணாடித் தண்டின் வழியாகப் புனலினுள் ஊற்றவும். வடிதாளின் வழியாக உப்புக் கரைசல் கீழிறங்கி மற்றொரு முகவையில் சேகரிக்கப்படுகிறது. இதற்கு வடிநீர் (filtrate) எனப் பெயர். கரையாத மணல் வடிதாளில் தங்கிவிடுகிறது. இது எச்சம் (residue) என வழங்கப்படுகிறது. வடிநீரில் உள்ள உப்பை, திரவத்தைக் காய்ச்சி ஆவியாக்கித் (evaporation) திண்ம நிலையில் பெறலாம். இம் முறை வடிகட்டுதல் என வழங்கப்படுகிறது.



படம் 2.
வடிகட்டுதல்

(iii) பதங்கமாதல் (Sublimation): திண்ம–திண்மக் கலவையிலுள்ள ஒரு பகுதிப் பொருள் உருகாமல் ஆவியாகும் தன்மை பெற்றிருந்தால், அவற்றைப்பிரிக்க இம் முறை பயன்படுகிறது. ஒரு திண்மம் உருகாமல் ஆவியாகும் பண்புக்குப் பதங்கமாதல் எனப் பெயர். சான்றாக அம்மோனியம் குளோரைடு, சோடியம் குளோரைடு கலந்த கலவையை இம் முறையில் பிரிக்கலாம். இக் கலவையில் உள்ள இரு பகுதிப் பொருள்களும் நீரில் கரையும் தன்மை பெற்றவை. இவற்றைச் சூடுபடுத்தும்போது அம்மோனியம் குளோரைடு உருகி, திரவமாகாமல் நேரடியாக ஆவியாகிறது. இக்கலவையை ஒரு சீனக்களிமண் கிண்ணத்தில்

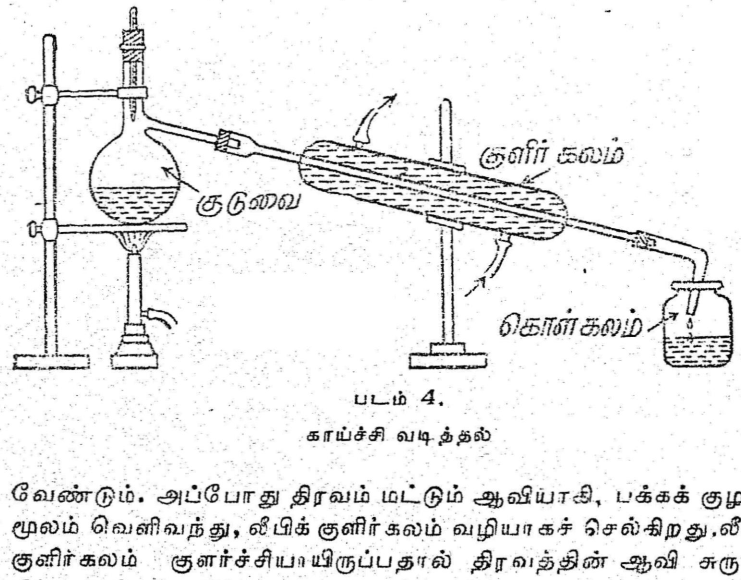


படம் 3.
பதங்கமாதல்

எடுத்துக்கொண்டு ஒரு புனலை அதன் மீது கவிழ்த்துவைத்து அதை மூடவேண்டும். இப்போது கலவையைச் சூடுபடுத்தினால் அம்மோனியம் குளோரைடு ஆவியாகி, புனலின் குளிர்ந்த பாகங்களில் படிகிறது.

(b) திரவ–திரவக் கலவைகள் (Liquid–Liquid Mixtures)

(i) காய்ச்சி வடித்தல் (Distillation): மாசுகளுடன் கூடிய ஒரு திரவத்தை இம் முறையில் தூய்மையாக்கலாம். திரவம் கொதித்து ஆவியாகும் ஒரு குறிப்பிட்ட வெப்பநிலைக்குக் கொதிநிலை என்றுபெயர். மாசுகளுடன் கூடிய திரவத்தைப் படம் 4-ல் காட்டியபடி ஒரு வாலையில் எடுத்துக்கொண்டு சூடுசெய்ய



படம் 4.
காய்ச்சி வடித்தல்

வேண்டும். அப்போது திரவம் மட்டும் ஆவியாகி, பக்கக் குழாய் மூலம் வெளிவந்து, லீபிக் குளிர்கலம் வழியாகச் செல்கிறது. லீபிக் குளிர்கலம் குளர்ச்சியாயிருப்பதால் திரவத்தின் ஆவி சுருங்கி நீர்மமாகிறது. இதை ஒரு கொள்கலத்தில் (receiver) சேகரித்துக் கொள்கிறோம். மாசுகள் வாலையில் அடியில் தங்கி விடுகின்றன.

(ii) பின்னக்காய்ச்சி வடித்தல் (Fractional distillation): கொதிநிலையில் அதிக வித்தியாசம் உள்ள ஒன்றோடு ஒன்று கலக்கக் கூடிய திரவங்களை இம் முறையால் பிரிக்கலாம்.

நீரும் ஆல்கஹாலும் கலந்துள்ள கலவையை ஒரு வாலையில் எடுத்துக்கொள்ளவேண்டும். வெப்பமானியைத் தாங்கியுள்ள ஒரு துளை அடைப்பான் ஒன்றை வாலையின் வாயில் பொருத்த

வேண்டும். வாலையிலுள்ள பக்கக்குழாயில் லீபிக் குளிர்கலனைப் பொருத்தவேண்டும். இப்போது வாலையைச் சூடு செய்தால் முதலில் குறைவான கொதிநிலையையுடைய ஆல்கஹால் (கொதிநிலை 78°C) ஆவியாகி வெளிவருகிறது. இதை லீபிக் குளிர்கலனில் குளிர்வித்துத் திரவமாக்கிக் கொள்கலனில் சேகரிக்கலாம். ஆல்கஹால் முழுவதும் ஆவியான பிறகு வெப்பநிலை திடீரென அதிகரிக்கிறது. நீரின் கொதிநிலையில் (100°C) நீர் நீராவியாக மாறி வெளிவருகிறது. இதையும் லீபிக் குளிர்கலனில் குளிர்வித்து நீரைப்பெற்று மற்றொரு கொள்கலத்தில் சேகரிக்கலாம்.

பொருளில் ஏற்படும் மாற்றங்கள்

பொருள்கள் பலவித மாற்றங்கள் அடைகின்றன. இம்மாற்றங்களை இருவகைகளாகப் பிரிக்கலாம்: (a) இயற்பியல் மாற்றம்; (b) வேதி மாற்றம்.

(a) இயற்பியல் மாற்றம் (Physical Change)

இவ்வகை மாற்றம் தற்காலிகமானது. மாற்றத்தின்போது புதிய பொருள்கள் உண்டாவதில்லை. பழைய நிலையை மீண்டும் அடைய முடிகிறது. இத்தகைய வினையை மீள் மாற்றம் (reversible change) என்பர். இம் மாற்றம் நிகழும் போது எவ்வித ஆற்றல் மாற்றமும் உண்டாவதில்லை. எடுத்துக் கொண்ட பொருளின் ஒரு சில பண்புகளில் மட்டுமே மாற்றம் உண்டாகிறது.

எடுத்துக்காட்டு: நீர் கொதித்து ஆவியாதல், பனிக்கட்டி உருகுதல், இரும்பைக் காந்தமாக்குதல், அயோடின், கர்ப்பூரம் போன்ற திண்மங்கள் பதங்கமாதல் போன்ற வினைகள் இயற்பியல் மாற்றங்களாகும்.

(b) வேதி மாற்றம் (Chemical Change)

இவ்வகை மாற்றம் நிரந்தரமானது. இம் மாற்றம் நிகழும் போது புதிய பொருள்கள் உண்டாகின்றன. எடுத்துக்கொண்ட பொருளை மீண்டும் பெற முடிவதில்லை. இவ்வகை வினையை மீள்தன்மையற்ற (மீளா) மாற்றம் (irreversible change) என்பர். இம் மாற்றம் நிகழும்பொழுது பலவகை ஆற்றல் மாற்றங்கள் உடன் நிகழ்கின்றன. எடுத்துக்கொண்ட பொருளின் எல்லாப் பண்புகளிலும் மாற்றம் உண்டாகிறது.

நீரை மின்முற்பகுத்தல், உணவு உட்கிரகிக்கப்படுதல், மக்னீசிய நாடா எரிதல், இரும்பு துருப்பிடித்தல், கந்தகம் எரிதல் ஆகியவை வேதி மாற்றத்திற்கு எடுத்துக்காட்டுகளாகும்.

வேதிமாற்றம் நிகழ்வதற்கான நிபந்தனைகள்

நெருக்கமான பரிசம், வெப்பம், ஒளி, மின்சாரம், வினைவேக மாற்றி முதலியன ஆகும்.

ஆற்றல் (Energy)

வேலை செய்வதற்கு வேண்டிய திறன் ஆற்றல் எனப்படும். ஆற்றல் பல] வகைப்படும். அவையாவன: ஒளி ஆற்றல், வெப்ப ஆற்றல், மின் ஆற்றல், நிலை ஆற்றல் (potential energy), இயக்க ஆற்றல் (kinetic energy) ஆகியவையாகும். பொருளை ஆக்கவோ அழிக்கவோ முடியாது. இதைப் போலவே, ஆற்றல் அழியாமை விதி (law of conservation of energy)யின்படி ஆற்றலை ஆக்கவோ, அழிக்கவோ முடியாது. ஒருவகை ஆற்றல் மறையும்போது அதற்குச் சம அளவுள்ள மற்றொரு வகை ஆற்றல் தோன்றுகிறது. இவ்வாறு ஒருவகை ஆற்றலை மற்றொரு வகை ஆற்றலாக மாற்ற முடியும். எடுத்துக் காட்டாக வெப்ப ஆற்றலை மின் ஆற்றலாகவும், மின் ஆற்றலை வெப்ப ஆற்றலாகவும் மாற்றமுடியும்.

முன்பு பொருள், ஆற்றல் இவையிரண்டும் வேறுபட்டவை யென்றும், பொருளுக்கு நிறை உண்டு, ஆற்றலுக்கு நிறை (mass) இல்லையென்றும் கருத்து நிலவியது. ஆல்பர்ட் ஐன்ஸ்டீன் (Albert Einstein) என்ற விஞ்ஞானி இக் கருத்துத் தவறு என நிரூபித்தார். அவர் கோட்பாட்டின்படி பொருள், ஆற்றல் இரண்டும் தொடர்பு கொண்டவை; ஒன்றை மற்றொன்றாக மாற்றமுடியும் என்பது தெளிவாகியது. பொருளை ஆற்றலாகவும், ஆற்றலைப் பொருளாகவும் மாற்றமுடியும். இவ்விரண்டு அளவைகளுக்கும் உள்ள தொடர்பு ஐன்ஸ்டீனால் பொருண்மை–ஆற்றல் சமன்பாட்டின் மூலம் விளக்கப்பட்டது. இச் சமன்பாடு $E=mC^2$ என்பதாகும். இதில் E என்பது வெளியேற்றப்பட்ட ஆற்றலையும், m என்பது பொருண்மையையும் குறிப்பதாகும். ஆற்றலை எர்குகள் என்ற அலகாலும், பொருண்மையை கிராமிலும் குறிக்கிறோம். இங்கு m என்ற பொருண்மை, ஆற்றலாக மாற்றப் பட்ட அளவைக் கொடுக்கிறது. C என்பது ஒளியின் வேகத்தைக் குறிக்கிறது. இதன் மதிப்பு: 3×10^{10} செ. மீ/வினாடி.

இச் சமன்பாட்டின்படி C^2-ன் மதிப்பு (9×10^{20}) ஆகும். இதனால் மிகச்சிறிய அளவு பொருண்மையும் மிக அதிக அளவு ஆற்றலாக மாற்றப்படுகிறது. சான்ருக 1 கிராம் பொருள், $1 \times 9 \times 10^{20}$ எர்குகள் ஆற்றலைத் தருகிறது. ($4 \cdot 16 \times 10^7$ எர்குகள் $=1$ கலோரி).

ஆனல், சோதனைச் சாலையில் நிகழும் வினைகளில் பொருளை ஆற்றலாக மாற்ற முடிவதில்லை. இத்தகைய மாற்றத்தை ஏற்படுத்துவதற்கு மிக அதிக அளவு விலையுள்ள உபகரணங்கள் தேவைப்படுகின்றன. அணுகுண்டு வெடித்து அதிக ஆற்றல் வெளியிடப்படுவது ஐன்ஸ்டீனின் பொருண்மை-ஆற்றல் சமன்பாட்டின் அடிப்படையில் ஏற்படுகிறது.

வினக்கள்

1. கீழ்க்கண்டவற்றை விளக்குக :

   (a) தனிமம்; (b) சேர்மம்; (c) ஆற்றல்; (d) இயற்பியல் மாற்றம்; (e) வேதிமாற்றம்.

2. பொருளும், ஆற்றலும் எவ்வாறு தொடர்பு கொண்டுள்ளன ?

3. சிறு குறிப்பு வரைக :

   (a) பதங்கமாதல்; (b) காய்ச்சி வடித்தல்;
   (c) பின்னக் காய்ச்சி வடித்தல்.

3. வேதிக் கூடுகையின் விதிகள்

(Laws of Chemical Combinations)

தனிமங்கள் இணைந்து பல சேர்மங்கள் உண்டாகின்றன. இவ்வாறு சேர்மங்கள் உண்டாகும் வினைகளும், ஒரு சேர்மம் மற்றொரு சேர்மமாக மாற்றப்படும் வினைகளும் பல தத்துவங்களை அடிப்படையாகக் கொண்டு நிகழ்கின்றன. இத் தத்துவங்களை ஒன்று சேர்த்துப் பல விதிகள் அளிக்கப்பட்டன. இவ் விதிகள் தனிமங்கள் கூடி சேர்மங்களை உண்டாக்கும் எல்லா வினைகளையும் விளக்குவதால், இவற்றை 'வேதிக் கூடுகையின் விதிகள்' என வழங்குகிறோம். வேதிக் கூடுகையின் விதிகள் மொத்தம் ஐந்தாகும்:

(1) நிறை அழியாமை விதி (law of conservation of mass);

(2) திட்ட விகித விதி (law of definite proportions);

(3) மடங்கு விகித விதி (law of multiple proportions);

(4) தலைகீழ் விகித விதி (law of reciprocal proportions);

(5) கே லூசாக் விதி (Gay Lussac's law).

இவற்றில் முதல் நான்கு விதிகள் எடை சம்பந்தமான விதிகளாகும். இவை பொருளின் திண்ம, திரவ, வாயு ஆகிய மூன்று நிலைகளுக்கும் பொருந்தும். ஐந்தாவது விதி வாயுக்கள் இணையும்போது கன அளவுகளில் ஏற்படும் விகிதத்தைக் குறிப்பதாகும்.

(1) நிறை அழியாமை விதி

லவாய்சியர் என்ற விஞ்ஞானி முதலில் 1769-ல் இவ் விதியை வெளியிட்டார். இவ் விதியின்படி ஒரு வேதிவினை

நிகழும்போது நிறை உண்டாக்கப்படுவதும் இல்லை. அழிக்கப் படுவதும் இல்லை. பொருள்கள் மாறுபட்ட இடங்களைப் பெறு கின்றன; வினைப்படும் பொருள்கள் விளையும் பொருள்களாக மாற்றப்படுகின்றன. ஆனால், வினையின் முடிவில் கிடைக்கும் பொருள்களின் மொத்த நிறை தொடக்க நிறைக்குச் சமமாகவே இருக்கிறது. இவ் விதியைக் கீழ்க்கண்டவாறு கூறலாம்:

வேதிமாற்றத்தில் ஈடுபடும் வினைப்படு பொருள்களின் மொத்த நிறை வினையில் உண்டாகும் பொருள்களின் மொத்த நிறைக்குச் சமமாயுள்ளது.

விளக்கம்: (i) மக்னீசியம் நாடா ஒரு ஜாடியிலுள்ள ஆக்சிஜ னுடன் சேர்ந்து எரிக்கப்படுகிறது. மக்னீசியமும், ஆக்சிஜனும் வினைப்பட்டு மக்னீசியம் ஆக்சைடு உண்டாகிறது. வினையின் தொடக்கம், முடிவு ஆகிய இருநிலைகளிலும் ஜாடியின் நிறை சமமாக இருப்பதைக் காணலாம்.

(ii) 12 கிராம் கார்பன் 32 கி. ஆக்சிஜனுடன் எரிந்து வினைப் பட்டு 44 கிராம் கார்பன் டைஆக்சைடு உண்டாகிறது இவ் வினையில் வினைப்படும் பொருள்களான கார்பன் ஆக்சிஜன் இவற்றின் மொத்த எடையும், விளையும் பொருளாகிய கார்பன் டைஆக்சைடின் எடையும் சமமாக உள்ளது.

(iii) ஒரு மெழுகுவர்த்தி காற்றில் எரியும்போது எடை இழப்ப தாகத் தோன்றுகிறது. எரிந்த மெழுகுவர்த்தியின் எடையையும், எரிதலுக்குப் பயன்படுத்தப்பட்ட ஆக்சிஜனின் எடையையும், விளைந்த கார்பன்டைஆக்சைடு, நீராவி ஆகியவற்றின் எடையையும் கணக்கிட்டுப் பார்த்தால் இவ்வினை நிறை அழியாமை விதியின்படி நடந்திருப்பதை அறியலாம். எனவே, மெழுகுவர்த்தி எரியும்போது பொருள்சேதம் எதுவும் ஏற்படுவ தில்லை.

(2) திட்ட விகித விதி

இவ் விதி 1799ஆம் ஆண்டு எல். ப்ரௌஸ்ட் (L. Proust) என்ற விஞ்ஞானியால் கண்டுபிடிக்கப்பட்டது. பின் 1860—1865-ல் ஜெ. எஸ். ஸ்டாஸ் (J. S. Stas), டி. டபிள்யூ. ரிச்சர்ட் (T. W. Richard) ஆகிய இரு விஞ்ஞானிகளும் இவ் விதியைச் சோதனை மூலம் சரிபார்த்தனர். திட்டவிகித விதியைக் கீழ்க் கண்டவாறு வரையறுக்கலாம்:

ஒரு சேர்மத்தை எம் முறையில் தயாரித்தாலும் அதில் ஒரேவிதமான தனிமங்கள் ஒரு திட்ட எடை விகிதத்திலேயே கூடி இருக்கின்றன.

இதிலிருந்து ஒரு சேர்மத்தின் வேதிய இயைபு (Chemical composition) அச் சேர்மத்தைத் தயாரிக்கும் முறையைப் பொறுத்ததல்ல என்றும், ஒரு சேர்மத்திலுள்ள தனிமங்களின் எடை விகிதம் மாருததாக உள்ளது என்றும் அறிகிரும்.

எடுத்துக்காட்டுகள்

(1) கார்பன் டைஆக்சைடைப் பல முறைகளில் தயாரிக்கலாம். (a) கரியைக் காற்றில் எரித்தால் கார்பன் டை ஆக்சைடு உண்டாகிறது. (b) கார்பனேட்டுகளை நீர்த்த அமிலங்களுடன் விணேப்படுத்திஞல் கார்பன் டைஆக்சைடு வெளிவருகிறது. (c) கார்பனேட்டுகள் வெப்பத்திஞல் சிதைவடைந்து கார்பன் டைஆக்சைடைத் தருகின்றன. இம் முறைகள் எல்லாவற்றிலும் உண்டான கார்பன் டை ஆக்சைடு கார்பன், ஆக்சிஜன் என்ற இரு தனிமங்களை 12 : 32 அல்லது 3 : 8 என்ற திட்ட எடை விகிதத்திலேயே பெற்றிருக்கின்றன.

(2) குப்ரிக் ஆக்சைடு என்னும் சேர்மத்தைக் கீழ்க்கண்ட பல முறைகளில் தயாரிக்கலாம். (a) காப்பரைக் காற்றில் எரித்தல், (b) காப்பர் கார்பனேட்டைச் சூடுபடுத்துதல், (c) காப்பரை நீர்த்த நைட்ரிக் அமிலத்தில் கரைத்து, உண்டாகும் காப்பர் நைட்ரேட்டைச் சூடுபடுத்துதல். இம் மூன்று முறைகளிலும் கிடைத்த குப்ரிக் ஆக்சைடு, காப்பர் ஆக்சிஜன் ஆகிய இரு தனிமங்களை 63·57 : 16 என்ற திட்ட எடை விகிதத்திலேயே பெற்றுள்ளன.

(3) நீர் என்ற சேர்மத்தைப் பல முறைகளில் தயாரிக்கலாம். ஆஞல், தூய வகையில் எல்லா முறைகளிலும் கிடைக்கும் நீர், ஹைட்ரஜன், ஆக்சிஜன் என்ற இரண்டு தனிமங்களாலானதேயாகும். இவ்விரண்டு தனிமங்களும் ஒரு திட்டமான மாருத 1:8 என்ற எடை விகிதத்தில் இணைந்துள்ளன.

கணக்கு

ஒரு சோதனையில் 1·76 கி· காப்பர், நைட்ரிக் அமிலத்துடன் சூடுபடுத்தப்பட்டு 2·20 கி· காப்பர் ஆக்சைடைக் கொடுக்கிறது. மற்ருெரு சோதனையில் 1·15 கிராம் குப்ரிக் ஆக்சைடின்மீது ஹைட்ரஜனைச் செலுத்தி ஆக்சிஜன் ஒடுக்கம் செய்தால் 0·92 கிராம் காப்பர் கிடைக்கிறது. இவை திட்ட விகித விதியை விளக்குகின்றன என்று எவ்வாறு நிரூபிப்பாய்?

முதல் சோதனை :

குப்ரிக் ஆக்சைடின் எடை	= 2·20 கி.
காப்பரின் எடை	= 1·76 கி.
எனவே, ஆக்சிஜனின் எடை	= 0·44 கி.

1·76 கி. காப்பருடன் கூடும் ஆக்சிஜன் எடை } = 0·44 கி.

∴ ஒரு கிராம் ஆக்சிஜனுடன் கூடும் காப்பரின் எடை } $= \frac{1·76}{0·44} = 4$

காப்பர் : ஆக்சிஜன் விகிதம் = 4 : 1

இரண்டாவது சோதனை :

குப்ரிக் ஆக்சைடின் எடை = 1·15 கி.

காப்பரின் எடை = 0·92 கி.

∴ ஆக்ஸிஜனின் எடை = 0·23 கி.

0·92 கி காப்பருடன் இணையும் ஆக்சிஜனின் எடை } = 0.23 கி.

ஒரு கிராம் ஆக்சிஜனுடன் கூடும் காப்பரின் எடை } $= \frac{0·92}{0·23} = 4$

காப்பர் : ஆக்சிஜன் விகிதம் = 4 : 1

இவ்விரண்டு சோதனைகளிலும் பயன்பட்ட குப்ரிக் ஆக்சைடில் உள்ள காப்பர் : ஆக்சிஜன் விகிதம் சமமாக, ஒரு குறிப்பிட்ட திட்டமான அளவில் உள்ளது எனவே, இது திட்ட விகித விதியை மெய்ப்பிக்கிறது.

(3) மடங்கு விகித விதி

இவ் விதி 1803–ல் ஜான் டால்ட்டன் (John Dalton) என்ற விஞ்ஞானியால் நிறுவப்பட்டது. இதைக் கீழ்க்கண்டவாறு கூறலாம் :

இரண்டு தனிமங்கள் இணைந்து ஒன்றுக்கு மேற்பட்ட சேர்மங்களைக் கொடுக்கும்போது குறிப்பிட்ட எடையுள்ள ஒரு தனிமத்துடன் சேரும் மற்றொரு தனிமத்தின் வெவ்வேறு எடைகள் சிறிய முழு எண் விகிதத்தில் இருக்கின்றன.

விளக்கங்கள்

1. ஹைட்ரஜன், ஆக்சிஜன் ஆகிய இரு தனிமங்களும் சேர்ந்து நீர், ஹைட்ரஜன் பெராக்சைடு என்ற இரு சேர்மங்களைக் கொடுக்கின்றன. இவற்றின் இயைபுகள் (composition) கீழே தரப்பட்டுள்ளன :

சேர்மம்	ஹைட்ரஜனின் எடை	ஆக்சிஜனின் எடை
நீர் (H_2O)	1·008 கிராம்	8 கிராம்
ஹைட்ரஜன் பெராக்சைடு (H_2O_2)	1·008 கிராம்	16 கிராம்

இவ்விரு சேர்மங்களிலும் ஹைட்ரஜனின் நிலையான எடை 1·008 கிராமுடன் கூடும் ஆக்சிஜனின் வெவ்வேறு எடைகளான 8 கிராம், 16 கிராம் ஆகியவை, 8:16 அல்லது 1:2 என்ற சிறிய முழு எண்கள் விகிதத்திலுள்ளன.

(2) கார்பன், ஆக்சிஜன் ஆகிய இரண்டு தனிமங்களும் கூடி, கார்பன் மானாக்சைடு, கார்பன் டை ஆக்சைடு என்னும் இரு சேர்மங்களைக் கொடுக்கின்றன. இவற்றின் எடைகள் கீழ்க்கண்டவாறு அமைந்துள்ளன:

சேர்மம்	கார்பனின் எடை	ஆக்சிஜனின் எடை
கார்பன் மானாக்சைடு	12 கி	16 கி
கார்பன் டை ஆக்சைடு	12 கி	32 கி

இவ்விரு ஆக்சைடுகளிலும் கார்பனின் நிலையான 12 கிராம் திட்ட எடையுடன் சேரும் ஆக்சிஜனின் வெவ்வேறு எடைகளான 16 கிராம், 32 கிராம் ஆகிய இரண்டும் 16:32 அல்லது 1:2 என்ற எளிய விகிதத்தில் உள்ளன.

(3) நைட்ரஜன் நான்கு ஆக்சைடுகளை உண்டாக்குகிறது. இவற்றின் இயைபுகள் கீழே தரப்பட்டுள்ளன:

சேர்மம்	நைட்ரஜன் எடை	ஆக்சிஜனின் எடை
நைட்ரஸ் ஆக்சைடு	14 கி	8 கி
நைட்ரிக் ஆக்சைடு	14 கி	16 கி
நைட்ரஜன் டைஆக்சைடு	14 கி	32 கி
டை நைட்ரஜன் பென்டா ஆக்சைடு	14 கி	40 கி

குறிப்பிட்ட நைட்ரஜனின் எடையான 14கிராமுடன் கூடும் ஆக்சிஜனின் மாறுபட்ட எடைகள் 8, 16, 32 ஆகும். இந்த எடைகள், 8 : 16 : 32 ஆகும். இந்த எடைகள், 8 : 16 : 32 அல்லது 1 : 2 : 4 என்னும் எளிய முழு எண்கள் விகிதத்தில் அமைந்துள்ளன.

(4) சல்ஃபர், ஆக்சிஜன் ஆகிய இரண்டு தனிமங்களும் கூடி சல்ஃபர் டைஆக்சைடு, சல்ஃபர் டிரைஆக்சைடு என்னும் இரண்டு சேர்மங்களைக் கொடுக்கின்றன. இவ்விரண்டு சேர்மங்களிலும் சல்ஃபரின் எடை நிலையாயுள்ளது; ஆனால் ஆக்சிஜனின் எடைகள் (32 : 48) முழு எண் விகிதத்தில் (2 : 3) உள்ளன.

சேர்மங்கள்	சல்ஃபரின் எடை	ஆக்ஸிஜனின் எடை
சல்ஃபர் டைஆக்சைடு	32	32
சல்ஃபர் டிரைஆக்சைடு	32	48

கணக்கு 1

காப்பர் இரண்டு ஆக்சைடுகளைத் தருகிறது. இவை ஒவ்வொன்றின் ஒரு கிராமை ஹைட்ரஜனில் சூடுபடுத்தும் போது முறையே 0·888 கிராம், 0·798 கிராம் உலோகம் கிடைக்கிறது. இம் முடிவுகள் மடங்கு விகித விதியை ஒத்திருக்கின்றன என்று நிரூபிக்க.

முதல் ஆக்சைடு

உலோக ஆக்சைடின் எடை = 1 கிராம்
உலோகத்தின் எடை = 0 888 கி.
ஆக்சிஜனின் எடை = 0·112 கி.
0·112 கி. ஆக்சிஜனுடன் கூடும்
உலோகத்தின் எடை = 0.888 கி.

1கி ஆக்சிஜனுடன் கூடும் உலோகத்தின் எடை } $= \frac{0·888}{0·112} = 7\ 92$ கி

இரண்டாவது ஆக்சைடு

உலோக ஆக்சைடின் எடை = 1 கி.
உலோகத்தின் எடை = 0·798 கி.

∴ ஆக்சிஜனின் எடை = 0·202 கி.

$$\left.\begin{array}{l}\text{0·202கி. ஆக்சிஜனுடன் இணையும்}\\ \text{உலோகத்தின் எடை}\end{array}\right\} = \frac{0·798}{0·202} = 3·95 \text{ கி.}$$

1 கிராம் ஆக்கிஜனுடன் கூடும் உலோகத்தின் வேறுபட்ட எடைகளின் விகிதம் = 7·92 : 3·95 = 2 : 1 இஃது எளிய முழு எண் விகிதத்தில் உள்ளது. இவற்றிலிருந்து மடங்கு விகித விதி விளக்கப்படுகிறது.

கணக்கு 2

மாங்கனீசும், ஆக்சிஜனும் இணைந்து மூன்று ஆக்சைடுகளைக் கொடுக்கின்றன. இவை ஒவ்வொன்றிலுமுள்ள ஆக்சிஜனின் சதவீதம் முறையே 22·6, 36·9, 50·6 ஆக உள்ளது. இவ் அளவுகள் மடங்கு விகித விதியை ஒத்திருக்கின்றன என நிரூபிக்கவும்.

ஒவ்வொரு சேர்மத்திலும் ஆக்சைடின் எடை = 100 எனக் கொள்க.

முதல் ஆக்சைடு :

ஆக்சைடின் எடை = 100 கி.
ஆக்சிஜனின் எடை = 22·6 கி.
∴ மாங்கனீசின் எடை = 77·4 கி.

$$\left.\begin{array}{l}\text{22·6 கிராம் ஆக்ஸிஜனுடன் கூடும்}\\ \text{மாங்கனீசன் எடை}\end{array}\right\} = 77·4 \text{ கி.}$$

$$\left.\begin{array}{l}\text{∴ 1 கிராம் ஆக்சினுஜடன்}\\ \text{கூடும் மாங்கனீசின் எடை}\end{array}\right\} = \frac{77·4}{22·6} = 3·40 \text{ கி.}$$

இரண்டாவது ஆக்சைடு :

ஆக்சைடின் எடை = 100 கி.
ஆக்சிஜனின் எடை = 36·9 கி.
மாங்கனீசின் எடை = 63·1 கி.

36·9 கிராம் ஆக்சிஜனுடன் கூடும்
மாங்கனீசின் எடை = 63·1 கி.

$$\left.\begin{array}{l}\text{∴ 1 கிராம் ஆக்சிஜனுடன்}\\ \text{கூடும் மாங்கனீசின் எடை}\end{array}\right\} = \frac{63·1}{6·93} = 1·7 \text{ கி}$$

மூன்றுவது ஆக்சைடு

ஆக்சைடின் எடை = 100 கி.
ஆக்சிஜனின் எடை = 50 6 கி.

மாங்கனீசின் எடை = 49·4கி.

50·6 கிராம் ஆக்சிஜனுடன் கூடும் எடை = 49·4 கி.

∴ 1 கிராம் ஆக்சிஜனுடன் சேரும் மாங்கனீசின் எடை $= \frac{49 \cdot 4}{50 \cdot 6} = 0 \cdot 9$ கி.

∴ ஆக்சிஜனின் குறிப்பிட்ட, நிலையான 1 கிராம் எடையுடன் சேரும் மாங்கனீசின் வெவ்வேறு எடைகளின் விகிதம் = 3·40 : 1·7 : 0·9 அல்லது = 2 : 1 : 0·5 = 4 : 2 : 1. இது சிறிய முழு எண்கள் விகிதமாக உள்ளதால் மடங்கு விகித விதி நிருபிக்கப்படுகிறது.

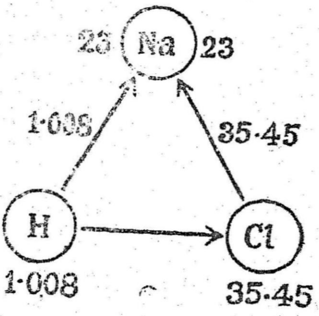
(4) தலைகீழ் விகித விதி

இவ் விதியைச் சமான எடைவிதி என்றும் வழங்கலாம். ஏனெனில், இவ்விதியின் அடிப்படையில்தான் தனிமங்களின் சமான எடை எண்கள் வரையறுக்கப்படுகின்றன. இவ்விதி ரிச்டர் (J. B. Richter) என்ற விஞ்ஞானியால் அளிக்கப்பட்டது. இதைக் கீழ்க்கண்டவாறு கூறலாம்:

" A என்ற தனிமமும் B என்ற தனிமத்துடன் கூடி AB என்ற சேர்மத்தையும், C என்ற தனிமத்துடன் கூடி BC என்ற சேர்மத்தைக் கொடுக்கும்போது, அவைகள் இணையும் எடை விகிதம், B-ம் C-ம் தனித்தனியே எந்த விகிதத்தில் A-ன் ஒரு திட்ட எடையுடன் சேர்ந்ததோ அந்த எடை விகிதம் அல்லது அதன் சிறிய முழு எண்களின் பெருக்குத் தொகை விகிதத்தில் இருக்கும்."

விளக்கங்கள்

(1) ஒரு கிராம் ஹைட்ரஜன் 35·5 கிராம் குளோரினுடன் வினைபட்டு ஹைட்ரஜன் குளோரைடைக் கொடுக்கிறது. 35·5 கி. குளோரின் 23 கிராம் சோடியத்துடனும் சேர்ந்து சோடியம் குளோரைடை உண்டாக்குகிறது. சோடியம், ஹைட்ரஜன் ஆகிய இரண்டும் இணைந்து சேர்மம் உண்டாக வேண்டுமானால், அவை முறையே 23:1 என்ற எடை விகிதம் அல்லது இதன் காரண எண்கள் விகிதத்தில் சேர வேண்டும்.

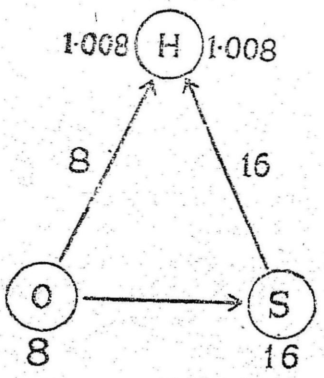


படம் 5.
தலைகீழ் விகித விதியின் விளக்கம் 1.

(2) 4 கிராம் ஹைட்ரஜன் 12 கிராம் கார்பனுடன் கூடி 16 கிராம் எடையுள்ள மீத்தேனை உண்டாக்குகிறது. 12 கிராம் கார்பன் 32 கிராம் ஆக்சிஜனுடன் இணைந்து 44 கி. எடையுள்ள

கார்பன்டை ஆக்சைடைக் கொடுக்கிறது. தலைகீழ் விகித விதிப்படி ஹைட்ரஜனும், ஆக்சிஜனும் இணைய வேண்டுமானால் அவைகள் 4 : 32 அல்லது 1 : 8 என்ற விகிதத்தில்தான் சேரவேண்டும். 1 கி. ஹைட்ரஜன், 8 கி. ஆக்சிஜனுடன் சேர்ந்து 9 கி. நீரைக் கொடுக்கிறது. இது தலைகீழ் விகித விதிக்கேற்ப அமைந்துள்ளது.

(3) 1 008 கி. ஹைட்ரஜன் 8 கி. ஆக்சிஜனுடன் சேர்ந்து நீரைக் கொடுக்கிறது. 1·008 கி. ஹைட்ரஜன் 16 கி. சல்ஃபருடன் கூடும் போது ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு உண்டாகிறது. சல்ஃபரும், ஹைட்ரஜனும் சேர்ந்து சேர்மங்களைக் கொடுக்கும்போது அவை 16 : 8 என்ற விகிதத்தில் அல்லது அவற்றின் மடங்கு, அல்லது காரண எண்கள் விகிதத்தில் கூடவேண்டும். சல்ஃபர் இரண்டு ஆக்சைடைக் கொடுக்கிறது. அவை சல்ஃபர் டை-ஆக்சைடு, சல்ஃபர் ட்ரை ஆக்சைடு ஆகும். இவற்றின் எடை விகிதங்களைக் கீழ்க்காணும் அட்டவணை விளக்குகிறது.



படம் 6.
தலைகீழ் விகித விதியின்
விளக்கம் 3.

சேர்மம்	சல்ஃபரின் எடை	ஆக்சிஜனின் எடை	S : O
SO_2	16	16	16 : 8 × 2
SO_3	16	24	16 : 8 × 3

தலைகீழ் விகித விதி சமான எடை விதி (Law of Equivalent weights) என்றும் வழங்கப்படுகிறது. 1·008 பங்கு எடையுள்ள ஹைட்ரஜனுடன், 23 பங்கு எடையுள்ள சோடியம், 35·5 பங்கு எடையுள்ள குளோரின், 16 பங்கு எடையுள்ள சல்ஃபர், 8 பங்கு எடையுள்ள ஆக்சிஜன் ஆகியவைகள் சேர்ந்து சேர்மங்கள் உண்டாகின்றன. எனவே, 23, 35·5, 16, 8 ஆகிய எண்கள் முறையே சோடியம், குளோரின், சல்ஃபர், ஆக்சிஜன் ஆகிய தனிமங்களின் சமான எடை எண்களாகும்.

கணக்கு

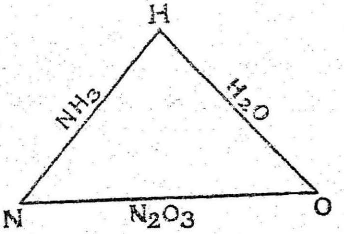
அம்மோனியாவில் 82·35% நைட்ரஜனும், 17·65% ஹைட்ரஜனும் உள்ளன. நீர், 88·90% ஆக்சிஜனையும், 11·10% ஹைட்ரஜனையும் பெற்றுள்ளது. நைட்ரஜன் ட்ரைஆக்சைடில் 63·15% ஆக்சிஜனும், 36·85% நைட்ரஜனும் இருக்கின்றன. இவ் அளவுகள் தலைகீழ்விகித விதியை நிரூபிக்கின்றன எனக் காண்பி.

(a) அம்மோனியாவில் உள்ள
நைட்ரஜனின் எடை = 82·35 பங்கு
ஹைட்ரஜனின் எடை = 17 65 பங்கு
17·65 பங்கு எடையுள்ள
ஹைட்ரஜனுடன் கூடும் நைட்ரஜன் = 82·35

ஒரு பங்கு எடையுள்ள ஹைட்ரஜனுடன் கூடும் நைட்ரஜனின் எடை $= \frac{82.35}{17·65} = 4·67$

(b) நீரில் உள்ள ஹைட்ரஜன்
= 11·10 பங்கு

ஆக்சிஜனின் எடை
= 88·90 பங்கு



படம் 7.
தலைகீழ் விகித விதியின் கணக்கு

11·10 பங்கு எடையுள்ள
ஹைட்ரஜனுடன் கூடும் ஆக்சிஜனின் எடை = 88·90 பங்கு

ஒரு பங்கு எடையுள்ள ஹைட்ரஜனுடன் கூடும் ஆக்சிஜனின் எடை $= \frac{88·90}{11·10} = 8\ 01$

இவ்விரண்டு சேர்மங்களான அம்மோனியா, நீர் ஆகியவற்றில் ஒரு கிராம் எடையுள்ள ஹைட்ரஜனுடன் கூடும் நைட்ரஜன் ஆக்சிஜன் இவற்றின் எடைகளின் விகிதம்=

4 67 : 8 01 அல்லது 1 : 1. 71 ... (I)

(c) நைட்ரஜன் ட்ரை ஆக்சைடில்
நைட்ரஜனின் எடை = 36·85 கி.
ஆக்சிஜனின் எடை = 63·15 கி.

இச் சேர்மத்தில் நைட்ரஜன், ஆக்சிஜன் இவற்றின் எடை விகிதம் 36·85 : 63.15 அல்லது 1 : 1·71 ... (II)
I, II ஆகிய இரு விகிதங்களும் சமமாக உள்ளதால், இவ்வளவுகள் தலைகீழ் விகித விதியை நிரூபிக்கின்றன.

(5) கே லூசாக்கின் கன அளவு விதி (Law of Gaseous volumes)

இவ்விதி 1808-ல் கே லூசாக் (Gay-Lusaac) என்ற ஃபிரான்சு

விஞ்ஞானியால் கூறப்பட்டது. வாயுக்கள் பங்கு பெறும் வினைகளின் சோதனைகளின் முடிவுகள் இவ்விதிக்கு அடிப்படையாயின. வேதிக் கூடுகையின் மற்ற விதிகள் எடைகளைப் பற்றிய விதிகளாக இருக்கும்போது கே லூசாக்கின் விதி கன அளவைச் சார்ந்ததாக உள்ளது. மற்ற விதிகள் பொருளின் திட, திரவ, வாயு ஆகிய மூன்று நிலைகளுக்கும் பொருந்துவன வாகவும், கே லூசாக்கின் விதி வாயுக்களுக்கு மட்டுமே பொருந்தும்படியும் இருக்கிறது. இவ் விதியைக் கீழ்க்கண்டவாறு வரையறுத்துக் கூறலாம்:

"வாயுக்கள் வினைப்படும்போது, வினைபடும் வாயுக்களின் கன அளவும், வினையால் விளைந்த வாயுக்களின் கன அளவும் ஒரே வெப்ப, அழுத்த நிலைகளில் சிறிய முழு எண்கள் விகிதத்தில் உள்ளன."

கீழ்க்கண்ட எடுத்துக்காட்டுகள் இதை விளக்குகின்றன:

(1) ஒரு கன அளவு ஹைட்ரஜன், ஒரு கன அளவு குளோரின் இரண்டும் இணைந்து இரண்டு கன ஹைட்ரஜன் குளோரைடு உண்டாகிறது. $H_2 + Cl_2 \longrightarrow 2\ HCl$

இவ்வினையில் பங்கு பெறும் வாயுக்களின் கன அளவுகளின் விகிதம் 1 : 1 : 2 ஆகும்.

(2) ஒரு கன அளவு நைட்ரஜனும், மூன்று கன அளவு ஹைட்ரஜனும் சேர்ந்து இரண்டு கன அளவு அம்மோனியா கிடைக்கிறது : $N_2 + 3H_2 \rightarrow 2\ NH_3$

இவ் வாயுக்களின் கன அளவு விகிதம் 1 : 3 : 2 என உள்ளது.

(3) ஒரு கன அளவு நைட்ரஜன், ஒரு கன அளவு ஆக்சிஜன் ஆகிய இரண்டும் இணைந்து நைட்ரிக் ஆக்சைடு உண்டாகிறது: $N_2 + O_2 \rightarrow 2NO$

இம் மூன்று வாயுக்களின் கன அளவு விகிதம் = 1 : 1 : 2.

டால்டனின் அணுக் கொள்கை (Dalton's Atomic Theory)

பொருளின் உள்ளமைப்பை அறிவதற்குப் பல முயற்சிகள் மேற்கொள்ளப்பட்டன. பல ஆய்வுகள் நிகழ்த்தப்பட்டன. இந்திய, கிரேக்க தத்துவப் பேராசிரியர்கள், பொருள் மிகச்சிறிய துகள்களால் ஆனவை என்றும் கருதினர்; இத் துகள்களுக்கு அணுக்கள் என்றும் பெயரிட்டனர். 1808-ல் ஜான் டால்டன் (John Dalton) என்ற ஆங்கில நாட்டுப் பள்ளி ஆசிரியர்

பொருள்கள் அணுக்களாலானவையே என்ற அணுக் கொள்கையை விஞ்ஞான ரீதியில் முதன் முதலில் வெளியிட்டார். டால்டனின் அணுக் கொள்கையிலுள்ள கோட்பாடுகளைக் கீழே காணலாம் :

(1) எல்லாப் பொருள்களும் எண்ணற்ற மிக நுண்ணிய துகள் களாலானவையாகும். இத் துகள்களுக்கு அணு என்று பெயர்.

(2) அணுக்களை அவற்றை விடச் சிறிய துகள்களாகப் பகுக்க முடியாது. வேதிவினைகளில் இவை பிளவின்றி ஈடுபடும்.

(3) அணுக்களை ஆக்கவோ, அழிக்கவோ இயலாது.

(4) ஒரே தனிமத்தின் பல்வேறு அணுக்கள் நிறை, உருவம், அளவு போன்ற எல்லாப் பண்புகளிலும் ஒத்திருக் கின்றன.

(5) வெவ்வேறு தனிமங்களின் அணுக்கள் எல்லாப் பண்பு களிலும் மாறுபட்டிருக்கின்றன.

(6) தனிமங்களின் அணுக்கள் குறிப்பிட்ட, திட்டமான, சிறிய எண் விகிதத்தில் கூடிச் சேர்மங்களை உண்டாக்குகின்றன.

அணு எடை (Atomic weight)

அணுக்கள் மிக நுண்ணியவையாக இருப்பதால் இவற்றை எவ்வித நுண் பெருக்கியின் உதவியினாலும் காண முடியாது. எனவே, அணுக்களின் உண்மையான எடைகளை அக் காலத்தில் கண்டுபிடிப்பது இயலாததாகிவிட்டது. ஆகையால், டால்டன் தனிமங்களுக்கு ஒப்பிடு முறையில் (comparative weight) எடைகளைத் தந்தார். இவற்றைப்பற்றி விவரமாக அடுத்த அத்தியாயத்தில் காணலாம்.

டால்டனின் அணுக்கொள்கையிலுள்ள குறைபாடுகள்

1. அணுக் கொள்கையின்படி ஒரே தனிமத்தின் பல அணுக்கள் ஒரே எடையைப் பெற்றிருக்க வேண்டும். ஆனால், தற்கால ஆய்வுகளின்படி ஒரே தனிமத்தின் அணுக்கள் மாறு பட்ட எடைகளைப் பெற்றிருப்பதைக் காணலாம். ஆனால், இவற்றின் அணு எண்கள் சமமாக உள்ளன. இவ்வாறு ஒரே அணு எண்ணைப் பெற்று, வேறுபட்ட அணு எடை எண்களைக் கொண்டுள்ள, ஒரே தனிமத்தின் பல அணுக்களுக்கு ஐசோடோப்புகள் எனப் பெயர். இவற்றை வேதி முறை களினால் பிரிக்க இயலாது.

(2) அணுக் கொள்கையின்படி ஒரு பொருளின் தனித்து இயங்கும் அடிப்படையான துகள் அணு என்று கருதப்பட்டது. ஆனால், இத் துகளுக்கு 'மூலக்கூறு' எனப் பெயர் அளிக்க வேண்டுமென்று அவோகாட்ரோ நிரூபித்தார்.

இவ்வாறு பல குறைபாடுகள் இருப்பினும் டால்டனின் அணுக்கொள்கையால் விளைந்த சில பயன்களும் உள்ளன:

(a) அணுவைப் பற்றி அறிந்து கொள்வதற்கு உதவிய முதல் கோட்பாடு டால்டனின் அணுக் கொள்கைதான். இது மேலும் பல ஆராய்ச்சிகளை செய்யத் தூண்டியது.

(b) வேதிக்கூடுகையின் முதல் நான்கு விதிகளும் அணுக் கொள்கையால் நன்கு விளக்கப்பட்டன.

டால்டனின் அணுக் கொள்கையும் வேதிக் கூடுகை விதிகளும்

(1) நிறை அழியாமை விதி

வேதி வினைகள் நிகழும்பொழுது அணுக்கள் மாற்றியமைக்கப்படுகின்றன. அணுக் கொள்கையின்படி அணுக்களை ஆக்கவோ, அழிக்கவோ முடியாது. எனவே, ஒரு வேதி வினையில் மொத்த நிறை மாறாததாக இருக்கிறது.

(2) திட்ட விகித விதி

பல தனிம அணுக்கள் சிறிய முழு எண்களாகக் கூடி ஒரு சேர்மம் உண்டாகிறது. ஒரு தனிமத்தின் எல்லா அணுக்களும் ஒரே எடையைப் பெற்றிருக்கின்றன. எந்தச் சேர்மத்தில் இத் தனிம அணு காணப்பட்டாலும், அதன் எடை மாறாததாகும். எனவே, எவ்விதத்தில் தயாரிக்கப்பட்டாலும் ஒரே சேர்மம், ஒரே குறிப்பிட்ட தனிமங்களை மாறாத எடை விகிதத்தில் பெற்றிருக்கும். இதைத்தான் 'திட்ட விகித விதி' என்கிறோம்.

(3) மடங்கு விகித விதி

கார்பன் இரண்டு வகை ஆக்சைடுகளைக் கொடுக்கிறது. கார்பன் மோனாக்சைடில், ஓர் அணு கார்பன் ஓர் அணு ஆக்சிஜனுடன் இணைந்திருக்கிறது. கார்பன் டைஆக்சைடில் ஓர் அணு கார்பனும், இரண்டு அணுக்கள் ஆக்சிஜனும் கூடுகின்றன. இவ்விரு சேர்மங்களிலும் ஓர் அணு கார்பனுடன் சேரும் ஆக்சிஜன் அணுக்களின் வெவ்வேறு எண்கள் 1 : 2 என்ற விகிதத்தில் உள்ளன. ஒரே தனிமத்தின் எல்லா அணுக்களும் எடையில் ஒன்றுபட்டு இருப்பதால் ஆக்சிஜன் அணுவின்

மாறுபட்ட எடைகளின் விகிதமும் 1 : 2 என்றே இருக்கிறது. இது ஒரு சிறிய முழு எண் விகிதமாகும். மடங்கு விகித விதி நிரூபிக்கப்படுகிறது.

(4) தலைகீழ் விகித விதி: A என்ற தனிமத்தின் ஓர் அணு B என்ற தனிமத்தின் ஓர் அணுவுடன் சேர்ந்து AB என்ற சேர்மத்தைக் கொடுக்கிறது. A-ன் ஓர் அணுவும், C என்ற தனிமத்தின் ஓர் அணுவும் இணைந்து AC என்ற சேர்மம் உண்டாகிறது. A, B, C ஆகிய தனிமங்களின் அணு எடைகள் முறையே x, y, z என்று இருக்கின்றன. AB என்ற சேர்மத்திலுள்ள தனிமங்களின் எடை விகிதம் x : 2 என்பதாகும்.

B-ம், C-ம் ஒன்று சேர்ந்து BC என்ற சேர்மத்தைக் கொடுக்கின்றன எனக் கொள்வோம். ஒரு அணு B-ம், C-ன் ஓர் அணுவும் இணைந்தால் அவற்றின் எடை விகிதம் y : z என்பதாகவே இருக்கிறது. எனவே, C-ம் ஒன்றுகச் சேரும்போதும், தனித்தனியாக A-யுடன் இணையும் போதும் ஒரே விகிதத்தில் (y : z) சேருகின்றன. ஒரே தனிமத்தின் அணுக்களின் எடைகள் மாறுதிருப்பதால், டால்டனின் அணுக்கொள்கையின் படியும் தலைகீழ் விகித விதி நிரூபிக்கப்படுகிறது.

வினக்கள்

1. 'திட்ட விகித விதி', 'மடங்கு விகித விதி', ஆகியவற்றைக்கூறி எடுத்துக்காட்டுகளுடன் விளக்குக.

2. 2·16 கி. காப்பர் உலோகத்தை நைட்ரிக் அமிலத்துடன் வினைப்படுத்தி, கிடைத்த சேர்மத்தைச் சூடுபடுத்தும் போது 2·70 கி குப்ரிக் ஆக்சைடு கிடைத்தது. மற்றொரு சோதனையில் 1·15 கி காப்பர் ஆக்சைடை ஒடுக்கி 0·92 கி காப்பர் பெறப்பட்டது. இம் முடிவுகள் திட்ட விகித விதியை ஒத்திருக்கின்றன எனக் காட்டுக.

3. 1·25 குப்ரிக் ஆக்சைடு ஹைட்ரஜனுடன் சூடுபடுத்தப்பட்டு 1 கி காப்பரைக் கொடுக்கிறது. 0·5 கி காப்பர் தகுந்த முறைகளில் 0·6248 கி குப்ரிக் ஆக்சைடாக மாற்றப்படுகிறது. இவ்வளவுகள் திட்ட விகித விதியை நிரூபிக்கின்றன என்பதை விளக்குக.

4. காப்பர் இரண்டு ஆக்சைடுகளைத் தருகிறது. இவற்றின் ஒரு கிராம் எடையை ஹைட்ரஜனுடன் சூடு

படுத்தியபோது முறையே 0·888 கி, 0·798 கி உலோகம் கிடைக்கிறது. இம் முடிவுகள் மடங்கு விகித விதியை எவ்வாறு ஒத்திருக்கின்றன ?

5. நைட்ரஜனின் மூன்று ஆக்சைடுகள் முறையே 63·6, 46·7, 30·4 சதவீதம் நைட்ரஜனைப் பெற்றிருக்கின்றன. இவ் அளவுகள் மடங்கு விகித விதியை நிரூபிக்கின்றன என்பதைக் காட்டுக.

6. 0·429 கி எடையுள்ள ஓர் உலோக ஆக்சைடு ஹைட்ரஜனால் ஒடுக்கப்பட்டபோது 0·381 கி உலோகம் கிடைக்கிறது. 0·450 கி. எடையுள்ள அவ்வுலோகத்தின் மற்றோர் ஆக்சைடு ஒடுக்கப்பட்டபோது 0·3595 கி உலோகத்தைக் கொடுக்கிறது. இப் புள்ளி விவரங்கள் மடங்கு விகித விதியை மெய்ப்பிக்கின்றன எனக் காட்டுக.

7. ஓர் உலோகம் 76·47%, 68·42%, 52·0% ஆகிய எடைகளுடைய உலோகத்தைப் பெற்றுள்ள மூன்று ஆக்சைடுகளைத் தோற்றுவிக்கிறது. இப் புள்ளி விபரங்கள் மடங்கு விகித விதியை எங்ஙனம் மெய்ப்பிக்கின்றன ?

8. லெட்டின் (lead) மூன்று ஆக்சைடுகள் கீழ்க்கண்ட சதவீத இயைபுகளைப் பெற்றிருக்கின்றன:

	I	II	III
லெட் (lead)	92·85	90·63	86·51
ஆக்சிஜன்	7.15	9·37	13·49

இம் முடிவுகள் மடங்கு விகித விதியை ஒத்திருக்கின்றன எனக் காட்டுக.

9. கீழ்க்கண்டவற்றை விளக்கிக் கூறுக :

(a) கே லூசாக்கின் கன அளவு விதி,
(b) தலைகீழ் விகித விதி.

10. பாஸ்பரஸ் ஹைட்ரைடு 91·1% பாஸ்பரஸ், 8·9% ஹைட்ரஜன் ஆகியவற்றைப் பெற்றுள்ளது. நீரில் 88·8% ஆக்சிஜனும், 11·2% ஹைட்ரஜனும் உள்ளன. பாஸ்பரஸ் ட்ரைஆக்சைடில் 56·47% பாஸ்பரஸ், 43·6% ஆக்சிஜன் இருக்கின்றன. இம் முடிவுகள் தலைகீழ் விகித விதியை ஒத்திருக்கின்றன எனக் காட்டுக.

11. கீழ்க்கண்ட முடிவுகள் தலைகீழ் விகித விதியை எவ்வாறு மெய்ப்பிக்கின்றன?

மீத்தேன்	கார்பன் மோனாக்சைடு	நீர்
C = 75%	C = 42·86%	H = 11·11%
H = 25%	O = 57·14%	O = 88·89%

12. கீழ்க்கண்ட ஆய்வுகள் தலைகீழ்விகித விதியை மெய்ப்பிக்கின்றன எனக் காட்டுக:

ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம்	H = 2·74%	Cl = 97·26%
கார்பன் டெட்ரா குளோரைடு	C = 7·79%	Cl = 92·21%
அசிட்டிலீன்	C = 92·31%	H = 7·69%

13. டால்டனின் அணுக்கொள்கையின் கோட்பாடுகளை விவரிக்க.

14. டால்டனின் அணுக்கொள்கை வேதிக் கூடுகையின் விதிகளை எவ்வாறு விளக்குகிறது?

4. அணுக்களும், மூலக்கூறுகளும்

(Atoms and Molecules)

அணுக்கள்: ஒரு துண்டு சோடியத்தை எடுத்துக் கொள்வோம். அதை இரண்டாக வெட்டி இரு பாதிகளைப் பெறுகிறோம். இவற்றை மேலும் பல சிறிய துண்டுகளாகச் சிதைத்துக் கொண்டே போனால் முடிவில் மிகச் சிறிய ஒரு துகள் கிடைக்கிறது. இதை மேலும் பிளக்க முடியாது. இம் மிகச்சிறிய துகள் சோடியத்தின் எல்லாப் பண்புகளையும் பெற்றிருக்கிறது. இதைச் சோடியத்தின் அணு என்று வழங்குகிறோம். எனவே, ஓர் அணுவைக் கீழ்க்கண்டவாறு வரையறுத்துக் கூறலாம்:

ஒரு தனிமத்தின் மிகச் சிறிய, மேலும் சிதைக்க முடியாத, வேதிவினையில் பங்கு பெறும் தன்மையுள்ள தனித்தியங்கும் தன்மையற்ற துகள் அணு என்று வழங்கப்படுகிறது.

மூலக்கூறுகள்: ஹைட்ரஜனின் மிகச் சிறிய துகள் அதன் அணுவாகும். ஆனால், ஓர் அணு ஹைட்ரஜன் தனித்து இருக்கும் பண்பற்றது. இது நிலையற்றதாதலால் இரண்டு ஹைட்ரஜன் அணுக்கள் ஒன்று கூடி நிலையான ஈரணு பொருள் ஒன்றை உண்டாக்குகின்றன. இதற்கு ஹைட்ரஜனின் மூலக்கூறு எனப் பெயர். இம் மூலக்கூறைச் சிதைத்து இரு அணுக்களைப் பெறலாம். ஆனால், அணுக்கள் தனித்து இயங்கும் தன்மைப் பெற்றிருக்கவில்லை. ஒரு மூலக்கூறைக் கீழ்க்கண்டவாறு வரையறுத்துக் கூறலாம்:

ஒரு தனிமம் அல்லது சேர்மத்தின் மிகச் சிறிய, தனித்து இயங்கும் தன்மை வாய்ந்த, நிலையான துகள் மூலக்கூறு எனப்படுகிறது.

ஒரு துண்டு கால்சியம் கார்பனேட்டைச் சிறிய பல துண்டுகளாகச் சிதைப்பதாகக் கொள்வோம். முடிவில் கால்சியம் கார்பனேட்டின் மிகச் சிறிய துகள் ஒன்று கிடைக்கிறது. இதில் ஓர் அணு கால்சியமும், ஓர் அணு கார்பனும், மூன்று ஆக்சிஜன் அணுக்களும் உள்ளன. இது கால்சியம் கார்பனேட்டின் ஒரு மூலக்கூறு ஆகும். இதை மேலும் சிதைத்தால் சியம் கார்பனேட்டின் பண்புகள் மறைந்துவிடுகின்றன. எனவே, ஒரு மூலக்கூறை இயற்பியல், வேதியியல் முறைகளினால் இன்னும் சிறிய துகள்களாகச் சிதைக்க முடியும் என அறியப்படுகிறது.

ஒரு சொட்டு நீரை மேலும் தொடர்ந்து சிதைப்பதாகக் கொள்வோம். முடிவில் கிடைக்கும் மிகச் சிறிய சொட்டு, நீர் மூலக்கூறாகும். இதில் இரண்டு ஹைட்ரஜன் அணுக்களும், ஓர் ஆக்சிஜன் அணுவும் உள்ளன. இம் மூலக்கூறு, நீரின் எல்லாப் பண்புகளையும் பெற்றுள்ளது. இதை மேலும் சிதைத்தால், இதிலுள்ள ஹைட்ரஜன், ஆக்சிஜன் ஆகிய பகுதிப் பொருள்களும் வெளியாகின்றன. இவற்றின் பண்புகள் நீரின் பண்புகளினின்றும் முற்றிலும் மாறுபட்டு விளங்குகின்றன. இதைப் போலவே பொட்டாசியம் குளோரைடின் ஒரு மூலக்கூற்றைச் சிதைத்து ஓர் அணு பொட்டாசியமும், ஓர் அணு குளோரினும் பெறப்படுகின்றன.

மூலப் பொருள்களின் பண்புகள்

(1) ஒரே பொருளின் எல்லா மூலக் கூறுகளும் எல்லா வகைகளிலும் ஒத்திருக்கின்றன.

(2) வேதி வினைகளில் ஒரு மூலக் கூறு அதிலுள்ள தனிம அணுக்களாகச் சிதைவடைகிறது. சான்றாக, ஒரு மூலக்கூறு ஹைட்ரஜன் குளோரைடு, ஓர் அணு ஹைட்ரஜனாகவும், ஓர் அணு குளோரினாகவும் சிதைவடைகிறது.

(3) வேதி வினையின்போது, இரண்டு அல்லது அதற்கு மேற்பட்ட பொருள்களின் மூலக்கூறுகள் இணைந்து, அவற்றிலுள்ள பகுதிப் பொருள்களான தனிம அணுக்களைக் கொடுக்கின்றன. இவ்வணுக்கள் திரும்ப இணைந்து வினைபடு பொருள்களின் மூலக் கூறுகளை உண்டாக்குகின்றன.

மூலக்கூறுகளின் வகைகள்

மூலக்கூறுகள் இரு வகைப்படும். அவையாவன: (1) தனிம மூலக்கூறுகள்; (2) சேர்ம மூலக்கூறுகள்.

தனிம மூலக்கூறுகள்

ஒரு தனிம மூலக்கூறு அத் தனிமத்தின் ஒன்று அல்லது அதற்கு மேற்பட்ட அணுக்களைப் பெற்றிருக்கலாம். சான்றாக, ஹீலியம், நியான், ஆர்கான் போன்ற வாயுக்களின் மூலக்கூறுகளும், சோடியம், பொட்டாசியம், மெர்க்குரி போன்ற உலோகங்களின் மூலக்கூறுகளும், குறிப்பிட்ட தனிமத்தின் ஓர் அணுவை மட்டும் பெற்றிருக்கின்றன. இவற்றின் மூலக்கூறுகளும், அணுக்களும் ஒத்திருக்கின்றன. ஆக்சிஜன், ஹைட்ரஜன், நைட்ரஜன் ஆகிய வாயுக்களின் மூலக்கூறுகள் ஒவ்வொன்றிலும், குறிப்பிட்ட தனிமத்தின் இரண்டு அணுக்கள் உள்ளன. ஓசோன் மூலக்கூறில் மூன்று ஆக்சிஜன் அணுக்கள் இருக்கின்றன. பாஸ்பரஸ் ஆவியில் ஒரு மூலக்கூறில் நான்கு அணுக்கள் உள்ளன.

சேர்ம மூலக் கூறுகள்

அணுக்களுக்கும், மூலக்கூறுகளுக்கும் உள்ள வேறுபாடுகளை கீழ்க்கண்ட அட்டவணை விளக்குகிறது.

எண்	அணுக்கள்	மூலக்கூறுகள்
(1)	வேதி வினையில் பங்கு பெறும் தன்மை வாய்ந்த மிகச் சிறிய துகள் அணு எனப்படுகிறது.	வேதிவினையில் பல அணுக்களாகச் சிதைந்து பங்கு பெறும் மிகச்சிறிய துகள் மூலக்கூறு எனப்படும்.
(2)	ஓர் அணு தனித்து இயங்கும் தன்மையற்றது.	ஒரு மூலக்கூறு தனித்து நிலையாக இருக்கும் தன்மை வாய்ந்தது.
(3)	எவ்வித வேதி முறைகளினாலும் அணுவைச் சிறியதாகப் பிளக்க முடியாது.	ஒரு தனிமம் அல்லது சேர்மத்தின் மூலக்கூறு எளிதில் சிதைவடையும் தன்மை வாய்ந்தது.
(4)	ஓர் அணு என்பது ஒரு தனிமத்தின் மிகச்சிறிய துகளாகும்.	ஒரு மூலக்கூறு ஒரு தனிமம் அல்லது சேர்மம் இவற்றின் மிகச் சிறிய துகளாகும்.

ஒரு சேர்மத்தின் மூலக்கூறு குறைந்த அளவு இரண்டு அணுக்களையாவது பெற்றிருக்க வேண்டும். ஒரு சேர்மத்தில் பல தனிமங்களின் அணுக்கள் இணைந்து காணப்படுகின்றன. சான்றாக, சோடியம் குளோரைடு மூலக்கூறு ஒவ்வொன்றிலும் ஓர் அணு சோடியம், ஓர் அணு குளோரின் ஆகியவை இருக்கின்றன. நீரில் இரண்டு ஹைட்ரஜன் அணுக்களும், ஓர் ஆக்சிஜன் அணுவும் ஒவ்வொரு மூலக்கூறிலும் உள்ளன.

அணுக்கட்டு எண் அல்லது அணுத் தொகுதி எண் (Atomicity)

ஒரு தனிமத்தின் ஒரு மூலக்கூறில் உள்ள அணுக்களின் எண்ணிக்கை அணுக்கட்டு எண் அல்லது அணுத்தொகுதி எண் எனப்படுகிறது.

மந்த வாயுத் தனிமங்களான ஹீலியம், நியான், ஆர்கான் ஆகியவையும், எல்லா உலோகங்களும் தங்கள் மூலக்கூறு ஒவ்வொன்றிலும் ஓர் அணுவை மட்டும் பெற்றிருக்கின்றன. இவற்றை ஓரணு மூலக்கூறுகள் என்கிறோம். இவற்றின் அணுக்கட்டு எண் ஒன்றாகும். சாதாரண வாயுக்களான ஹைட்ரஜன், ஆக்சிஜன், நைட்ரஜன் ஆகியவற்றின் மூலக்கூறுகளில் இரண்டு அணுக்கள் உள்ளதால் இவ் வாயுக்கள் யாவும் ஈரணு மூலக்கூறுகளாகும். இவற்றின் அணுக்கட்டு எண் இரண்டு; ஓசோனின் அணுக்கட்டு எண் மூன்று; பாஸ்பரஸ் ஆவியின் அணுக்கட்டு எண் நான்கு; சல்ஃபர் ஆவியின் அணுக்கட்டு எண் எட்டு. அணுக்கட்டு எண் என்பது தனிமங்களின் மூலக்கூறுகளுக்கு மட்டுமே பொருந்தும். சேர்மங்களின் மூலக்கூறுகளுக்குப் பொருந்தாது.

அணு எடை (Atomic Weight)

அணுக்கள் கண்ணுக்குப் புலனாகாத மிக நுண்ணியவையாகும். இந்த அணுக்களை மிகச்சக்தி வாய்ந்த உருப்பெருக்கிகளால்கூடக் காண இயலாது. ஓர் ஊசி முனையில் இலட்சக்கணக்கான அணுக்களை அடுக்கலாம். எனவே, ஓர் அணு மிகக் குறைந்த எடையைப் பெற்றிருக்க வேண்டும் எனத் தெரிகிறது. மிகவும் இலேசான ஹைட்ரஜன் அணுவின் எடை $1 \cdot 7 \times 10^{-24}$ கி. ஆகும். ஹைட்ரஜனைப் போல 16 மடங்கு எடையை ஆக்சிஜன் அணுப் பெற்றிருக்கிறது. 12 மடங்கு எடை கார்பன் அணுவைக் குறிக்கிறது. அணுக்களின் உண்மையான எடையை (absolute weight) அக் காலத்தில் கண்டுபிடிப்பது இயலாததாகிவிட்டது. எனவே,

ஒரு தனிமத்தின் அணு எடையை ஹைட்ரஜன் அணுவின் எடையுடன் ஒப்பிட்டு, ஒப்பிடு முறையில் (relative method) எடைகள் கண்டறியப்பட்டன. இவ்வாறு ஒப்பிடு முறையில் எடைகள் காணும்போது எல்லாத் தனிமங்களையும்விட இலேசான ஹைட்ரஜன் அணுவின் எடை ஒன்று என்று கொள்ளப்பட்டது. இதனடிப்படையில் ஒரு தனிமத்தின் அணு எடையைக் கீழ்க்கண்டவாறு வரையறுத்துக் கூறலாம்:

ஒரு தனிமத்தின் அணு எடை என்பது, அத் தனிமத்தின் ஓர் அணுவின் எடைக்கும், ஒரு ஹைட்ரஜன் அணுவின் எடைக்குமுள்ள விகிதமாகும்.

$$\text{அணு எடை} = \frac{\text{தனிமத்தின் ஓர் அணுவின் எடை}}{\text{ஒரு ஹைட்ரஜன் அணுவின் எடை}}$$

ஓர் அணு ஆக்சிஜன் ஒரு ஹைட்ரஜன் அணுவைப் போல 16 மடங்கு கனமானது. எனவே, ஆக்சிஜனின் அணு எடை 16 ஆகும். ஒரு கார்பன் அணுவின் எடை, 12 ஹைட்ரஜன் அணுவின் எடைக்குச் சமம். ஆதலால், கார்பனின் அணு எடை 12 ஆகும்.

தற்காலத்தில சில ஆய்வுகளின் வாயிலாகக் கண்டறிந்த முடிவுகள் தனிமத்தின் அணு எடையை நிர்ணயிக்க வேறு சில அலகுகளைப் பயன்படுத்தலாமென்பதைத் தெளிவாக்குகின்றன. சான்றாக, ஓர் ஆக்சிஜன் அணுவின் $\frac{1}{16}$ பங்கு எடை அல்லது கார்பன் அணுவின் $\frac{1}{12}$ பங்கு எடை, அணு எடையின் அலகாகப் பயன்படுத்தப்படுகிறது. இவ்வலகுகளைக் கொண்டு தனிமத்தின் அணு எடையைக் கீழ்க்கண்டவாறு வரையறுத்துக் கூறலாம்:

ஒரு தனிமத்தின் அணு எடை என்பது, அத் தனிமத்தின் ஓர் அணுவின் எடைக்கும், $\frac{1}{16}$ பங்கு ஆக்சிஜன் அணுவின் எடை அல்லது $\frac{1}{12}$ பங்கு கார்பன் அணுவின் எடைக்குமுள்ள விகிதமாகும்.

$$\text{அணு எடை} = \frac{\text{தனிமத்தின் ஓர் அணுவின் எடை}}{\frac{1}{16}\text{ பங்கு ஓர் ஆக்சிஜன் அணுவின் எடை}}$$

அல்லது

$$\frac{1}{12}\text{ பங்கு ஒரு கார்பன் அணுவின் எடை}$$

இவ் அலகுகளின்படி ஹைட்ரஜன் அணுவின் எடை 1·008 ஆகும். கார்பன்—12 அலகைப் பயன்படுத்திக் கண்டறிந்த சில தனிமங்களின் அணு எடைகள் பின்வரும் அட்டவணையில் தரப் பட்டுள்ளன:

தனிமம்	அணு எடை	தனிமம்	அணு எடை
அலுமினியம்	26 981	மெர்க்குரி	200·59
பேரியம்	137·34	நைட்ரஜன்	14·006
புரோமின்	79·909	பொட்டாசியம்	39.102
கால்சியம்	40·08	சில்வர்	107·87
குளோரின்	35·453	சோடியம்	22·989
காப்பர்	63·54	சல்ஃபர்	32·064
கோல்டு	196·96	சிங்க்	65.37
அயோடின்	126·90	சிலிக்கான்	28 09
அயர்ன்	55·847	பாஸ்பரஸ்	30 975
லெட்	207·19	மாங்கனீஸ்	54·93
மக்னீசியம்	24·312		

அணு எடை என்பது ஓர் எண். அது எந்த அலகிலும் கூறப்படுவதில்லை.

மூலக்கூறு எடை (Molecular weight)

ஓர் அணுவைப் போலவே, ஒரு தனிமம் அல்லது சேர்மத்தின் மூலக்கூறு கண்ணுக்குப் புலனாகாதது. எவ்வித தராசின் உதவியாலும் அதன் எடையைக் கண்டுபிடிக்க இயலாது. எனவே, ஒரு மூலக்கூறின் எடையையும் ஒரு ஹைட்ரஜன் அணு அல்லது $\frac{1}{16}$ பங்கு ஆக்சிஜன் அணு அல்லது $\frac{1}{12}$ பங்கு கார்பன் அணு ஆகியவற்றின் எடையுடன் ஒப்பிட்டு, ஒப்பிடு எடைகளாகவே கணக்கிடுகிறோம். மூலக்கூறு எடையைக் கீழ்க்கண்டவாறு விளக்கலாம் :

ஒரு தனிமம் அல்லது சேர்மத்தின் மூலக்கூறு எடை என்பது, அத் தனிமம் அல்லது சேர்மத்தின் ஒரு மூலக்கூறின் எடைக்கும், ஒரு ஹைட்ரஜன் அணு அல்லது $\frac{1}{16}$ பங்கு ஆக்சிஜன் அணு அல்லது $\frac{1}{12}$ பங்கு கார்பன் அணு ஆகியவற்றின் எடைக்குமுள்ள விகிதமாகும்.

மூலக்கூறு எடை =

$$\frac{\text{தனிமம் அல்லது சேர்மத்தின் ஒரு மூலக்கூறின் எடை}}{\text{ஒரு ஹைட்ரஜன் அணு அல்லது } \frac{1}{16} \text{ பங்கு ஆக்சிஜன் அல்லது } \frac{1}{12} \text{ பங்கு கார்பன் அணுவின் எடை}}$$

ஒரு ஹைட்ரஜன் அணுவைப் போல ஒரு மூலக்கூறு எத்தனை மடங்கு கனமாக உள்ளதோ அந்த எண்ணிக்கையே அம் மூலக்கூறின் எடையாகும். அணு எடையைப் போலவே மூலக்கூறு எடையும் எண்தான்.

ஒரு மூலக்கூறு ஆக்சிஜனில் இரண்டு அணுக்கள் உள்ளன. அதன் அணு எடை 16. எனவே, அதன் மூலக்கூறு எடை = 32. நைட்ரஜன் மூலக்கூறில் இரண்டு அணுக்கள் உள்ளதால் (அணு எடை = 14) அதன் மூலக்கூறு எடை 28 ஆகும். கார்பன் டை ஆக்சைடில் ஒரு கார்பன் அணு, இரண்டு ஆக்சிஜன் அணுக்கள் உள்ளன. எனவே, இதன் மூலக்கூறு எடை 44 ஆகும்.

(C = 12; 2 O = 32 ; 32 + 12 = 44). நீரின் மூலக்கூறு எடை = 18 (2H = 2; O = 16 ; 2 + 16 = 18).

கிராம் மூலக்கூறு எடையும் (மோல்) கிராம் அணு எடையும் [Gram Molecular weight (Mole) and Gram Atomic weight]

ஒரு தனிமத்தின் அணு எடை அல்லது மூலக்கூறு எடையைக் கிராமில் குறிப்பிட்டால் அது முறையே கிராம் அணு எடை, கிராம் மூலக்கூறு எடை எனப்படுகிறது. கிராம் மூலக்கூறு எடை மோல் (Mole) என்றும் வழங்கப்படுகிறது. எனவே ஹைட்ரஜனின் கிராம் அணு எடை = 1·008 கி. ஆக்சிஜனின் கிராம் அணு எடை = 16 கி. கார்பன் டை ஆக்சைடின் கிராம் மூலக்கூறு எடை (மோல்) = 44 கி. 1 மோல் நீரின் எடை = 18 கி. 1 மோல் நைட்ரஜனின் எடை = 28 கி. 1 மோல் ஆக்சிஜனின் எடை = 32 கி.

வினாக்கள்

1. கீழ்க்கண்டவற்றை விளக்குக :

   (a) அணு ; (b) மூலக்கூறு ; (c) அணு எடை ; (d) மூலக்கூறு எடை ; (e) கிராம் அணு எடை ; (f) கிராம் மூலக்கூறு எடை ; (g) அணுக்கட்டு எண்.

2. அணுக்களுக்கும் மூலக்கூறுகளுக்கும் உள்ள வேறுபாடுகள் யாவை ?

3. கீழ்க்கண்டவற்றில் மிக அதிக எடையுள்ளது எது?

(a) 50 மோல்கள் ஹைட்ரஜன்

(b) 1·5 மோல் ஆக்சிஜன்

(c) 4 மோல்கள் அமமோனியா

(d) ஒரு கிராம் அணு சில்வர்

(e) 2 மோல்கள் கார்பன் டைஆக்சைடு.

4. ஒரு தனிமத்தின் அணு எடையை ஹைட்ரஜன் அணுவின் எடையுடன் ஒப்பிட்டுக் கூறுவதற்குக் காரணம் யாது? அணு எடைகளைக் கண்டறியப் பயன்படும் தற்கால அலகுகள் யாவை?

5. குறியீடுகளும், வாய்பாடுகளும்

(Symbols and Formulae)

குறியீடுகள்

தனிமங்களின் முழுப் பெயர்களையும் அடிக்கடி குறிப்பிடுவது எளிதல்ல. எனவே, தனிமங்களின் பெயர்களைச் சுருக்கமாகக் குறிப்பிடுவதற்குச் சில முறைகள் பயன்படுத்தப்பட்டன. தற்போது பழக்கத்திலிருந்து வரும் குறியீட்டு முறையை ஏற்படுத்தியவர் பெர்சீலியஸ் (Berzelius) என்ற சுவீடன் நாட்டு விஞ்ஞானியாவார். ஒரு தனிமத்தின் குறியீடு என்பது அத் தனிமத்தின் முழுப் பெயரையும் சுருக்கமாகக் குறிப்பிடுவதாகும். தனிமங்களின் குறியீடுகளை நிர்ணயிப்பதற்குப் பல முறைகள் மேற்கொள்ளப்பட்டன.

(1) சில தனிமங்களுக்கு அவற்றின் ஆங்கிலப் பெயரில் முதல் எழுத்தே குறியீடாக எடுத்துக்கொள்ளப்பட்டுள்ளது.

தனிமம்	ஆங்கிலப் பெயர்	குறியீடு
ஹைட்ரஜன்	Hydrogen	H
ஆக்சிஜன்	Oxygen	O
கார்பன்	Carbon	C
நைட்ரஜன்	Nitrogen	N
பாஸ்பரஸ்	Phosphorus	P

தனிமம்	ஆங்கிலப் பெயர்	குறியீடு
சல்ஃபர்	Sulphur	S
அயோடின்	Iodine	I
போரான்	Boron	B
ஃப்ளூரின்	Fluorine	F
யுரேனியம்	Uranium	U
வனேடியம்	Vanadium	V

(2) ஒன்றிற்கு மேற்பட்ட தனிமங்களின் ஆங்கிலப் பெயர்களின் முதலெழுத்து ஒன்ருக அமைந்திருந்தால் இரண்டு எழுத்துகளுடைய குறியீடுகளைப் பயன்படுத்துகிறேம். எடுத்துக் காட்டுகள : கால்சியம், குரோமியம், கோபால்ட், குளோரின், காட்மியம். இவற்றின் குறியீடுகளை எழுதும்பொழுது முதலிரண்டு எழுத்துகளையோ அல்லது முதலெழுத்தையும் மற்ருேர் அழுத்தமாக உச்சரிக்கக்கூடிய எழுத்தையும் பயன்படுத்துகிறேம். இத் தனிமங்களின் குறியீடுகளில் முதல் எழுத்து பெரியதாகவும் (Capital letter), இரண்டாவது எழுத்து சிறியதாகவும் (Small letter) இருக்க வேண்டும்.

தனிமம்	ஆங்கிலப் பெயர்	குறியீடு
கால்சியம்	Calcium	Cr
காட்மியம்	Cadmium	Cd
குரோமியம்	Chromium	Cr
கோபால்ட்	Cobalt	Co
குளோரின்	Chlorine	Cl
அலுமினியம்	Aluminium	Al

தனிமம்	ஆங்கிலப் பெயர்	குறியீடு
ஆர்கான்	Argon	Ar
பேரியம்	Barium	Ba
புரோமின்	Bromine	Br
மக்னீசியம்	Magnesium	Mg
மாங்கனீஸ்	Manganese	Mn
நிக்கல்	Nickel	Ni
நியான்	Neon	Ne

(3) சில தனிமங்களின் குறியீடுகள் அவற்றின் இலத்தீன் பெயரிலிருந்து பெறப்படுகின்றன.

தனிமம்	ஆங்கிலப் பெயர்	இலத்தீன் பெயர்	குறியீடு
ஆண்டிமனி	Antimony	Stibium	Sb
தாமிரம்	Copper	Cuprum	Cu
தங்கம்	Gold	Aurum	Au
இரும்பு	Iron	Ferrum	Fe
காரீயம்	Lead	Plumbum	Pb
பாதரசம்	Mercury	Hydrargyrum	Hg
பொட்டாசியம்	Potassium	Kalium	K
வெள்ளி	Silver	Argentum	Ag
சோடியம்	Sodium	Natrium	Na
வெள்ளீயம்	Tin	Stannum	Sn

குறியிட்டின் முக்கியத்துவம்

ஒரு தனிமத்தின் முழுப் பெயரையும் சுருக்கமாகக் குறிப்பதற்கு மட்டும் குறியீடு பயன்படுவதில்லை. வேறு சில முக்கியமான இயைபுகளையும் காட்டுகிறது. அவையாவன : (1) ஒரு தனிமத்தின் குறியீடு அத் தனிமத்தின் ஓர் அணுவைக் குறிக்கிறது. (2) தனிமத்தின் அணு எடை எவ்வளவு பங்கு என்பதைக் காட்டுகிறது. சான்ருக, C என்ற குறியீடு ஒரு கார்பன் அணுவையும், 12 பங்கு எடையையும் குறிக்கிறது. S என்ற குறியீடு ஓர் அணு சல்ஃபரையும், 32 பங்கு அதன் எடையையும் காட்டுகிறது.

மூலக்கூறு வாய்பாடு (Molecular Formula)

ஒரு தனிமம் அல்லது சேர்மத்தின் ஒரு மூலக்கூறைச் சுருக்கமான முறையில் குறித்துக் காட்டுவது வாய்பாடு எனப்படும். ஒவ்வொரு பொருளும் ஒரு குறிப்பிட்ட மூலக்கூறு வாய்பாட்டைப் பெற்றிருக்கிறது. H_2 ஹைட்ரஜனின் மூலக்கூறு வாய்பாடாகும். இது ஹைட்ரஜனின் ஒரு மூலக்கூறில் இரண்டு அணுக்கள் உள்ளன என்பதைக் காட்டுகிறது.

பொருள்களின் மூலக்கூறு வாய்பாடுகளை எழுதுவதற்குத் தனிமங்களின் குறியீடுகளைப்பயன்படுத்துகிருேம். தனிமங்களின் மூலக்கூறு வாய்பாடுகளை எழுதுவதற்கு அவற்றின் குறியீடுகளை எழுதி அவற்றின் வலது பக்கத்தில் சிறிது கீழே ஓர் எண்ணை எழுதவேண்டும். இந்த எண் அத் தனிமத்தின் ஒரு மூலக்கூறில் உள்ள அணுக்களின் எண்ணிக்கை அல்லது அணுக்கட்டு எண்ணைக் குறிக்கிறது. எனவே ஆக்சிஜன், குளோரின், மற்றும் நைட்ரஜன் ஆகியவற்றின் வாய்பாடுகள் முறையே O_2, Cl_2, N_2 ஆகும். இவ் வாய்பாடுகள் இம் மூலக்கூறுகள் யாவும் ஈரணு மூலக்கூறுகள் (diatomic) என்பதைக் காட்டுகின்றன. சோடியம், பொட்டாசியம், அயர்ன், நியான் முதலிய தனிமங்களின் மூலக்கூறு வாய்பாடுகள் முறையே Na, K, Fe, Ne என உள்ளன. இவை யாவும் ஓரணு மூலக்கூறுகள் (Monoatomic). ஓசோன் மூலக்கூறில் மூன்று ஆக்சிஜன் அணுக்கள் உள்ளதால் அதன் மூலக்கூறு வாய்பாடு O_3 ஆகும். O_3 என்பதும் 3 [O] என்பதும் ஒன்றுபோலவே தோன்றும். ஆனல், உண்மையில் இவையிரண்டும் முற்றிலும் வேறுபட்டவை. O_3 மூன்று ஆக்சிஜன் அணுக்கள் ஒன்று சேர்ந்து உண்டான சேர்க்கையாகும். 3 [O] மூன்று தனிப்பட்ட ஆக்சிஜன் அணுக்களைக் குறிக்கிறது. O_3 நிலையானது; 3 [O] நிலையற்றது.

ஒரு சேர்மத்தின் மூலக்கூறு வாய்பாடு எழுதும்போது அதிலுள்ள தனிமங்களின் குறியீடுகளை முதலில் எழுதவேண்டும்.

ஒவ்வொரு தனிமத்தின் அணுக்களின் எண்ணிக்கையையும் அந்தந்த தனிமத்தின் குறியீட்டின் வலது பக்கம் கீழே எழுத வேண்டும். அவ்வாறு எழுதும்போது ஒன்று என்ற எண்ணை விட்டுவிடலாம். சான்முக, Na Cl என்பது சோடியம் குளோரைடின் மூலக்கூறு வாய்பாடாகும். ஒரு மூலக்கூறு சோடியம் குளோரைடில் ஓர் அணு சோடியமும், ஓர் அணு குளோரினும் இருப்பதைக் குறிக்கிறது. H_2SO_4 சல்ஃபூரிக் அமிலத்தின் மூலக்கூறு வாய்பாடாகும். இவ் அமிலத்தின் ஒரு மூலக் கூறில் இரண்டு ஹைட்ரஜன் அணுக்களும், ஒரு சல்ஃபர் அணுவும், நான்கு ஆக்சிஜன் அணுக்களும் உள்ளன. பொட்டாசியம் கார்பனேட் மூலக்கூறு K_2CO_3 என்ற வாய்பாட்டால் காட்டப்படுகிறது. இம் மூலக்கூறில் இரு பொட்டாசியம் அணுக்களும், ஒரு கார்பன் அணுவும், மூன்று ஆக்சிஜன் அணுக்களும் உள்ளன. H_2O, NH_3, $Ca\,CO_3$ முதலியன முறையே நீர், அம்மோனியா, கால்சியம் கார்பனேட் மூலக் கூறுகளைக் குறிக்கின்றன.

வலு எண் அல்லது இணைதிறன் (Valency)

டால்டனின் அணுக் கொள்கையின் படி, தனிமங்களின் அணுக்கள் சிறிய முழு எண்களாகக் கூடிச் சேர்மங்களை உண்டாக்குகின்றன. ஒரு தனிமம் மற்றொரு தனிமத்துடன் இணையும் போது காட்டும் திறனை இணைதிறன் அல்லது வலு எண் என்கிறோம். தனிமங்களின் வலு எண்களை நிர்ணயிப்பதற்கு ஹைட்ரஜன் அடிப்படையாக எடுத்துக்கொள்ளப்பட்டுள்ளது. ஹைட்ரஜனுடைய இணைதிறன் ஒன்று என்பது ஏற்றுக்கொள்ளப்பட்ட கருத்து. ஆகையால் ஒரு தனிமத்தின் ஓர் அணுவுடன் சேரும் ஹைட்ரஜன் அணுக்களின் எண்ணிக்கையே அத் தனிமத்தின் இணை திறனாகும். சான்முகக் குளோரின், ஆக்சிஜன், ஹைட்ரஜன், கார்பன் போன்ற தனிமங்கள் ஹைட்ரஜனுடன் சேர்ந்து சேர்மங்களைத் தருகின்றன.

ஹைட்ரஜன் குளோரைடு	H Cl:	குளோரினுடைய	இணைதிறன்	1
நீர்	H_2O:	ஆக்சிஜனுடைய	,,	2
அம்மோனியா	NH_3:	நைட்ரஜனுடைய	,,	3
மீத்தேன்	CH_4:	கார்பனுடைய	,,	4

குளோரினுடைய ஓர் அணு ஹைட்ரஜன் அணுவுடன் சேர்ந்து ஹைட்ரஜன் குளோரைடைக் கொடுக்கிறது. ஆகையால், குளோரினுடைய இணைதிறன் ஒன்று ஆகும். ஆக்சிஜனுடைய ஓர் அணு இரண்டு ஹைட்ரஜன் அணுக்களுடன்

சேர்ந்து நீரைத் தருவதால் ஆக்சிஜனுடைய இணைதிறன் இரண்டு என்கிறோம். இதே முறையில் நைட்ரஜனும், கார்பனும் முறையே மூன்று, மற்றும் நான்கு ஹைட்ரஜன் அணுக்களுடன் கூடுவதால் இவற்றின் இணைதிறன் மூன்று, நான்கு ஆகும். ஹைட்ரஜனை அடிப்படையாக எடுத்துக் கொள்வதற்குக் காரணம், அதன் சேர்மங்கள் எல்லாவற்றிலும் ஒரு தனிம அணுதான் ஹைட்ரஜனுடன் இணைந்திருக்கும். ஹைட்ரோ சோயிக் அமிலம் N_3H இதற்கு விதிவிலக்காகும்.

பெரும்பாலான உலோகங்கள் ஹைட்ரஜனுடன் கூடுவதில்லை. ஆகையால், ஹைட்ரஜனை அடிப்படையாகக் கொண்டு இவற்றின் இணைதிறனை நிர்ணயிக்க முடியாது. ஆனால், அவை குளோரினுடன் சேர்ந்து குளோரைடுகளைத் தருகின்றன. எனவே, குளோரினை அடிப்படையாகக் கொண்டு இவற்றின் இணைதிறனைக் கண்டுபிடிக்கலாம். குளோரின் ஓரிணைத் தனிமமாகும். ஆகையால், தனிமத்தின் ஓர் அணுவுடன் சேரக்கூடிய குளோரின் அணுக்களின் எண்ணிக்கைதான் அத் தனிமத்தின் இணைதிறனாகும்.

சோடியம் குளோரைடு	$NaCl$:	சோடியத்தின்	இணைதிறன்	1
மக்னீசியம் ,,	$MgCl_2$:	மக்னீசியத்தின்	,,	2
அலுமினியம் ,,	$AlCl_3$:	அலுமினியத்தின்	,,	3
கார்பன்டெட்ரா ,,	CCl_4:	கார்பனுடைய	,,	4

ஆக்சிஜனை அடிப்படையாகக் கொண்டும் இணைதிறனைக் கண்டுபிடிக்கலாம். ஆக்சிஜனுடைய இணைதிறன் இரண்டு ஆகும். இதன்படி ஒரு தனிமத்தின் ஓர் அணு எத்தனை ஆக்சிஜன் அணுக்களுடன் சேருகிறதோ அதன் இரு மடங்கே அத் தனிமத்தின் இணைதிறனாகும். சான்றாக ஒரு பேரியம் அணு ஓர் ஆக்சிஜனுடன் சேர்ந்து ஒரு BaO மூலக்கூறைக் கொடுக்கிறது. ஆகையால், பேரியத்தின் இணைதிறன் இரண்டு. சல்ஃபரின் ஓர் அணு இரண்டு ஆக்சிஜன் அணுக்களுடன் இணைந்து சல்ஃபர் டைஆக்சைடைக் கொடுக்கிறது. ஆகையால், சல்ஃபரின் இணைதிறன் நான்கு ஆகும்.

பேரியம் ஆக்சைடு: BaO —	பேரியத்தின்	இணைதிறன்	2
சல்ஃபர் டைஆக்சைடு: SO_2 —	சல்ஃபரின்	இணைதிறன்	4
சல்ஃபர்ட்ரை ஆக்சைடு: SO_3 —	சல்ஃபரின்	இணைதிறன்	6

ஒரு தனிமத்தின் இணைதிறன் சிறிய முழு எண்ணுகவே உள்ளது. தனிமத்தின் இணைதிறன் எட்டுக்குமேல் இருப்பதில்லை.

மாறுபடும் இணைதிறன் (Variable Valency)

சில தனிமங்கள் ஒன்றுக்கு மேற்பட்ட இணைதிறனைப் பெற்றுள்ளன. சான்ருக அயர்ன் இரண்டு இணைதிறன் நிலைகளைப் பெற்றுள்ளது இதன் இணைதிறன் இரண்டாக இருக்கும் சேர்மங்களை ஃபெரஸ்(ferrous) சேர்மங்கள் என்றும், இணைதிறன் மூன்ருக இருக்கும் சேர்மங்கள் ஃபெரிக் (ferric) சேர்மங்கள் என்றும் கூறுகிருேம்.

(1) அயர்னுடைய இணைதிறன் 2:

ஃபெரஸ் குளோரைடு —$Fe\ Cl_2$

(2) அயர்னுடைய இணைதிறன் 3:

ஃபெரிக் குளோரைடு—$Fe\ Cl_3$

உயர்ந்த இணைதிறன் நிலையைக் குறிக்க 'இக்' (ic) என்ற விகுதியையும், குறைந்த இணைதிறனைக் குறிக்க 'அஸ்' (ous) என்ற விகுதியையும் தனிமத்தின் பெயருடன் சேர்த்துக் கூறுகிருேம். பாஸ்பரஸ் ட்ரைகுளோரைடில் (PCl_3) பாஸ்பரஸின் இணைதிறன் மூன்று. பாஸ்பரஸ் பென்டாகுளோரைடில் (PCl_5) பாஸ்பரஸின் இணைதிறன் ஐந்து. மற்றும் சில எடுத்துக் காட்டுகள் அடியில் தரப்பட்டுள்ளன:

தனிமத்தின் பெயர்	இணை திறன்	தனிமத்தின் பெயர்	இணை திறன்
ஆர்சனிக் (As)	3,5	காப்பர் (Cu)	1,2
ஆண்டிமனி (Sb)	3,5	மெர்க்குரி (Hg)	1,2
பிஸ்மத் (Bi)	3,5	டின் (Sn)	2,4

கீழ்க்காணும் அட்டவணை முக்கியமான சில தனிமங்களின் இணைதிறனைக் காட்டுகிறது:

ஓரிணைதிறத் (Monovalent) தனிமங்கள் 1		ஈரிணைதிறத் (Bivalent) தனிமங்கள் 2		மூவிணைதிறத் (Trivalent) தனிமங்கள் 3		நான்கிணைதிறத் (Tetravalent) தனிமங்கள் 4	
ஹைட்ரஜன்	H	ஆக்சிஜன்	O	நைட்ரஜன்	N	கார்பன்	C
குளோரின்	Cl	சல்ஃபர்	S	பாஸ்பரஸ்	P	சிலிக்கன்	Si
புரோமின்	Br	மக்னீசியம்	Mg	அலுமினியம்	Al	ஸ்டேன்னிக் (Stannic)	Sn
அயோடின்	I	கால்சியம்	Ca	குரோமியம்	Cr	ப்ளம்பிக் (Plumbic)	Pb
சோடியம்	Na	பேரியம்	Ba	ஃபெரிக் (Ferric)	Fe		
பொட்டாசியம்	K	சிங்க்	Zn				
சில்வர்	Ag	லெட்	Pb				
குப்ரஸ் (Cuprous)	Cu	குப்ரிக் (Cupric)	Cu				
மெர்க்குரஸ் (Mercurous)	Hg	மெர்க்குரிக் (Mercuric)	Hg				
		ஃபெரஸ் (Ferrous)	Fe				
		மாங்கனஸ் (Manganous)	Mn				
		ஸ்டேன்னஸ் (Stannous)	Sn				

ஒரு தனிமத்தின் இணைதிறன், அதனுடைய அணு எடைக்கான எடை ஆகியவற்றுடன் கீழ்க்கண்டவாறு தொடர்பு கொண்டுள்ளது:

$$\text{தனிமத்தின் இணைதிறன்} = \frac{\text{தனிமத்தின் அணு எடை}}{\text{தனிமத்தின் சமான எடை}}$$

தனிமங்களின் வலு எண்களைக் குறிப்பிடுவதற்கு, தனிமங்களிலிருந்து சிறு கோடுகள் வரைந்து காட்டலாம். இக்கோடுகளுக்கு வலுப்பிணைப்புகள் எனப் பெயர். கார்பனின் நான்கிணை திறனையும், நைட்ரஜனின் மூவிணை திறனையும் கீழ்க்கண்டவாறு காட்டலாம்:

சேர்மங்களின் அமைப்பு வாய்பாடுகளை விளக்குவதற்கு இவ் வலுப்பிணைப்புகள் பெரிதும் பயன்படுகின்றன.

உறுப்புகள் (Radicals)

ஒரு தனிம அணுவோ, பல அணுக்களோ அல்லது பல்வேறு தனிம அணுக்களின் தொகுதியோ வேதியியல் வினைகளில் பிரியாமல் ஒன்ருகச் செயல்படுவதுண்டு. இத்தகைய அணுவையோ, அணுத் தொகுதிகளையோ உறுப்புகள் என்பர். இவை தனித்து இயங்கா. ஆனல், எப்பொழுதும் மூலக்கூறுகளின் பகுதிகளாக இருக்கின்றன. தனிம அணுக்களுடன் இணைந்து உறுப்புகள் பல சேர்மங்களை உண்டாக்குகின்றன. சான்ருக அம்மோனியா ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்துடன் வினைபட்டு அம்மோனியம் குளோரைடை உண்டாக்குகிறது. அம்மோனியம் தொகுதியில் (NH_4) நைட்ரஜன், ஹைட்ரஜன் ஆகிய தனிமங்கள் உள்ளன. இஃது அம்மோனியம் உறுப்பு என வழங்கப்படுகிறது. ஓரிணைதிறனுள்ள உலோகத்தைப்போல் இது செயல்படுகிறது. மற்ற தனிமங்களுடன் சேர்ந்து பல சேர்மங்களைக் கொடுக்கிறது. எடுத்துக்காட்டுகள்: அம்மோனியம் சல்ஃபேட் $(NH_4)_2\ SO_4$; அம்மோனியம் பாஸ்ஃபேட்-$(NH_4)_3\ PO_4$; அம்மோனியம் நைட்ரேட் $(NH_4\ NO_3)$. மற்ற உறுப்புகள்: கார்பனேட் (CO_3), சல்ஃபேட் SO_4), நைட்ரேட் (NO_3), பாஸ்பேட் (PO_4), ஆர்சினேட் (AsO_4).

ஓர் உறுப்புடன் சேரும் ஹைட்ரஜன் அணுக்களின் எண்ணிக்கையே, அவ் வுறுப்பின் இணைதிறனாகும்.

உறுப்புகள் நேர் அல்லது எதிர் மின்னேற்றம் கொண்டவை. இவற்றை அயனிகள் (ions) என்றும் வழ்ங்குவர். சான்ருக, Ag^{+}, Ca^{+2}, SO_4^{-2}, Cl^{-}.

சல்ஃபூரிக் அமிலத்தில், HO_2 SO_4, சல்ஃபேட் உறுப்பு இரண்டு ஹைட்ரஜன் அணுக்களுடன் இணைந்துள்ளதால் அதன் வலு எண் இரண்டாகும். கார்பானிக் அமிலத்தில் கார்பனேட் அயனி ஈரிணைதிறனுள்ளது. H_2CO_3—ல் கார்பனேட் உறுப்பு இரு ஹைட்ரஜன் அணுக்களுடன் கூடுகிறது. கீழ்க் கண்ட அட்டவணை பல உறுப்புகளை இணைதிறன் அடிப்படையில் வகைப்படுத்திக் காட்டுகிறது:

ஓரிணைதிறன் உறுப்புகள்	ஈரிணை திறன் உறுப்புகள்	மூவிணை திறன் உறுப்புகள்
பைகார்பனேட் $-HCO_3^-$	கார்பனேட் $CO_3^{=}$	பாஸ்பேட் $PO_4^{\equiv}$
பைசல்ஃபேட் HSO_4^-	சல்ஃபேட் $SO_4^{=}$	நைட்ரைடு $N^{\equiv}$
பைசல்ஃபைட் HSO_3^-	சல்ஃபைட் $SO_3^{=}$	
ஹைட்ராக்சைடு OH^-	தலோசல்ஃபேட் $S_2O_3^{=}$	
குளோரேட் $CL\ O_3^-$	குரோமேட் $CrO_4^{=}$	
நைட்ரேட் NO_3^-	டைகுரோமேட் $Cr_2O_7^{=}$	
நைட்ரைட் NO_2^-	மாங்கனேட் $Mn\ O_4^{=}$	
பெர்மாங்கனேட் MnO_4^-	சல்ஃபைடு $S^{=}$	
அம்மோனியம் NH_4^+	ஆக்சைடு $O^{=}$	
குளோரைடு CL^-		

சேர்மங்களின் மூலக்கூறு வாய்பாட்டை எழுதும் முறை

சேர்மங்களை இரு வகையாகப் பிரிக்கலாம்: (1) இரு தனிமச் சேர்மங்கள் (binary compounds); (2) முத்தனிமச் சேர்மங்கள் (trinary compounds).

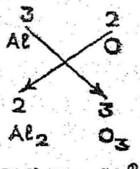
முதலில் இருதனிமச் சேர்மங்களின் மூலக்கூறு வாய்பாட்டை எழுதும் முறைபற்றிக் காண்போம். இருதனிமச் சேர்மங்கள் என்பவை இரண்டு தனிமங்களால் ஆனவைகளாகும்

இச் சேர்மங்களின் பெயர்கள்—ஐடு (ide) என்ற விகுதியுடன் முடியும். சான்றாக, பொட்டாசியம், குளோரின் என்னும் இரு தனிமங்களாலான பொட்டாசியம் குளோரைடு (KCl) என்னும் இரு தனிமச் சேர்மத்தின் பெயர் 'ஐடு' என்று முடிவதைக் காணலாம். ஓர் இரு தனிமச் சேர்மத்தின் தனிமங்களின் சரியான இணைதிறன்கள் தெரியுமானால் அதன் மூலக்கூறு வாய்பாட்டை எழுதலாம். அதற்காகப் பின்வரும் முறையைப் பின்பற்றவேண்டும்.

(1) முதலில் உலோகத்தின் (உலோக உறுப்பின்) குறியீடு அல்லது வாய்பாட்டையும், அடுத்தாற்போல் அலோகத்தின் (அமில உறுப்பு) குறியீட்டையும் எழுத வேண்டும். (2) ஒவ்வோர் அணுவின் இணைதிறனையும் அதனதன் குறியீட்டின் மேலே வலதுபக்கமாக எழுத வேண்டும். (3) உலோக உறுப்பின் மேல் உள்ள எண் அமில உறுப்பின் கீழே வலது பக்கமாக வரும்படியும், அமில உறுப்பின் (acidic radical) மேல் உள்ள எண் உலோக உறுப்பின் (basic radical) கீழே வலது பக்கமாக அமையும்படியும், இணை திறன்களை ஓர் அணுவிலிருந்து மற்றொன்றிற்கு மாற்றி எழுத வேண்டும். (4) ஒன்று என்ற எண்ணை ஒதுக்கி நீக்கிவிடலாம். (5) ஓர் உறுப்பு ஒன்றுக்கு அதிகமாக எண்ணிக்கையில் இருந்தால் அதன் குறியீடுகளை அடைப்புக் குறியினுள் எழுத வேண்டும். (6) சேர்மத்திலுள்ள இரு பகுதிகளின் வலு எண்களும் சமமாக இருந்தால் அவற்றை மாற்றியமைக்காமல், குறியீடுகளையே வாய்பாடாக எடுத்துக் கொள்ளலாம். (7) சேர்மத்தின் இரு பகுதிகளின் வலு எண்களையும் பொதுவான ஓர் எண்ணால் வகுத்து வரும் ஈவை வலு எண்களுக்குப் பதில் எழுதலாம்.

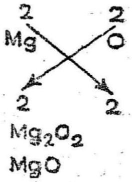
கீழ்க்கண்ட சான்றுகள் மேற்கூறிய விதிகளை நன்கு விளக்குகின்றன:

(1) அலுமினியம் ஆக்சைடின் மூலக்கூறு வாய்பாட்டை எழுதவேண்டும் எனக்கொள்வோம். அலுமினியம், ஆக்சிஜன்

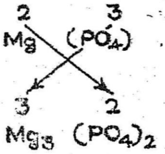


ஆகியவற்றின் குறியீடுகளை அடுத்தடுத்து பக்கத்தில் எழுதிக்கொள்ள வேண்டும். அலுமினியத்தின் இணைதிறனை 3, ஆக்சிஜனின் இணைதிறனை 2, இவற்றை அவற்றின் குறியீடுகளின் மேலே வலது மூலையில் எழுத வேண்டும். பிறகு இந்த எண்களைப் பக்கத்தில் காட்டியவாறு குறுக்காக மாற்றியமைக்க வேண்டும். இப்போது அலுமினியம் ஆக்சைடின் வாய்பாடு கிடைக்கிறது.

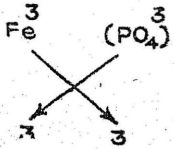
(2) மக்னீசியம் ஆக்சைடின் மூலக்கூறு வாய்பாட்டை மேற்கூறிய முறைப்படி எழுதலாம். மக்னீசியம், ஆக்சிஜன் இரண்டின் வலு எண்களும் இரண்டாக இருப்பதால் இவற்றைப் பொதுவான ஓர் எண்ணான இரண்டால் வகுத்து இதன் மூலக்கூறு வாய்பாட்டை அடையலாம். மக்னீசியம் ஆக்சைடின் வாய்பாடு Mg O என்று பெறப்படுகிறது.



(3) உறுப்புகள் பகுதிகளாக உள்ள சேர்மங்களின் வாய்பாட்டை எழுதுவதற்கு, தனிமங்களின் குறியீடுகளையும், உறுப்புகளின் வாய்பாட்டையும் அடுத்தடுத்து எழுத வேண்டும். உறுப்புகளின் வாய்பாட்டை அடைப்புக்குறியினுள் எழுத வேண்டும். பிறகு இவற்றின் வலு எண்களைக் குறியீடுகளுக்கு மேல் வலதுமூலையில் எழுதி, எண்களைக் குறுக்காக மாற்றியமைக்க வேண்டும். சான்றாக, மக்னீசியம் பாஸ்பேட்டின் வாய்பாட்டைப் பக்கத்தில் காட்டியுள்ளதுபோல் பெறலாம்.



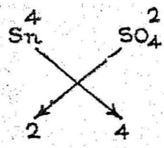
(4) அயர்ன் பாஸ்பேட்டைக் கீழ்க்கண்டவாறு எழுதலாம்:



$Fe_3\ (PO_4)_3$ அல்லது $Fe_1\ (PO_4)_1$ அல்லது
$Fe\ PO_4$ — ∴ பெரிக் பாஸ்பேட்.

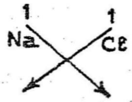
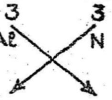
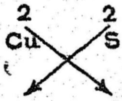
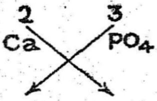
இவ் வாய்பாட்டில் பொதுவாக உள்ள 3 என்ற எண்ணை நீக்கிவிடலாம். உறுப்புகளின் வாய்பாட்டுக்குப் பக்கத்தில் கீழே எந்த எண்ணும் இல்லையெனில் அடைப்புக் குறிகளை நீக்கிவிடலாம்.

(5) ஸ்டேன்னிக் சல்ஃபேட்டின் வாய்பாட்டைக் கீழ்க்கண்டவாறு எழுதலாம்:



= $Sn_2\ (SO_4)_4$ அல்லது $Sn\ (SO_4)_2$
இவ் வாய்பாட்டில் வரும் எண்களை இரண்டால் வகுத்தால் $Sn\ (SO_4)_2$ கிடைக்கிறது.

மற்றும் சில சேர்மங்களின் வாய்பாடுகள் கீழே தரப்பட்டுள்ளன:

சோடியம் குளோரைடு		$Na_1 Cl_1$ அல்லது NaCl
லெட் அயோடைடு		$Pb_1 I_2$ அல்லது PbI_2
அலுமினியம் நைட்ரைடு		$Al_3 N_3$ அல்லது AlN
குப்ரிக் சல்ஃபைடு		$Cu_2 S_2$ அல்லது CuS
கால்சியம் பாஸ்பேட்		$Ca_3 (PO_4)_2$

வாய்பாட்டின் முக்கியத்துவம்

(1) ஒரு சேர்மத்தின் மூலக்கூறு வாய்பாடு அதிலுள்ள தனிமங்களையும், சேர்மத்தின் ஒரு மூலக்கூறிலுள்ள தனிம அணுக்களின் எண்ணிக்கையையும் குறிக்கிறது.

(2) சேர்மத்தின் மூலக் கூறு எடையைக் கணக்கிட உதவுகிறது.

(3) சேர்மத்தின் ஒரு மூலக்கூறிலுள்ள தனிமங்களின் எடைகளைக் காட்டுகிறது.

நீரின் மூலக் கூறு வாய்பாடு H_2O. H என்பது ஓர் அணு ஹைட்ரஜனையும், அதன் அணு எடையான 1·008ஐயும் குறிக்கிறது.

இதே போல் O என்பது ஓர் அணு ஆக்சிஜனையும், அதன் 16 பங்கு எடையையும் குறித்துக் காட்டுகிறது. H_2O என்ற

வாய்பாடு, 2 பங்கு எடையுள்ள ஹைட்ரஜனும், 16 பங்கு எடையுள்ள ஆக்சிஜனும் சேர்ந்த 18 பங்கு நீரின் எடையைக் காட்டுகிறது. மேலும், நீரில் ஹைட்ரஜனும், ஆக்சிஜனும் 2 : 1 என்ற விகிதத்தில் உள்ளன என்பது இதிலிருந்து அறியப்படுகிறது.

கால்சியம் கார்பனேட்டின் வாய்பாடு Ca CO_3. இவ் வாய்பாட்டிலிருந்து, இச் சேர்மத்தில் கால்சியம், கார்பன், ஆக்சிஜன் ஆகியவை 1 : 1 : 3 என்ற விகிதத்தில் இணைந்திருக்கிறது என அறியலாம். கால்சியம் கார்பனேட்டின் மூலக்கூறு எடை 100 $(40+12+3\times16)$ என்பதும் தெரிகிறது.

ஒரு சேர்மத்தின் வாய்பாடும், அதிலுள்ள தனிமங்களின் அணு எடைகளும் தெரிந்திருந்தால், சேர்மத்தின் மூலக்கூறு எடையைக் கணக்கிட முடியும். ஒரு சேர்மத்தின் ஒரு மூலக்கூறிலுள்ள தனிம அணுக்களின் எடைகளின் கூட்டுத்தொகை சேர்மத்தின் மூலக்கூறு எடையாகும். நீரின் மூலக்கூறு எடை = 18 $(H_2O = 2\times1 + 16)$. கால்சியம் கார்பனேட்டின் மூலக்கூறு எடை = 100 $(CaCO_3 = 40+12+3\times16)$. சல்ஃபூரிக் அமிலத்தின் மூலக்கூறு எடை = 98 $(2\times1+32+4\times16)$, 447430 540

சதவீத இயைபு (Percentage Composition)

100 பங்கு எடையுள்ள சேர்மத்திலிருக்கும் ஒவ்வொரு தனிமமும் எத்தனை கிராம் உள்ளதோ அதுவே அச் சேர்மத்தின் சதவீத இயைபு ஆகும். ஒரு சேர்மத்தின் சதவீத இயைபு அதன் 100 கிராமில் உள்ள தனிமங்களின் எடைகளைக் குறிக்கிறது.

சேர்மத்தின் மூலக்கூறு வாய்பாடும், அதிலுள்ள தனிமங்களின் அணு எடைகளும் தெரிந்திருந்தால் சேர்மத்தின் சதவீத இயைபைக் கணக்கிடலாம்.

கணக்கு 1

பொட்டாசியம் சல்ஃபேட்டின் சதவீத இயைபைக் கணக்கிடுக (அணு எடைகள்—K = 39; S = 32; O = 16)

பொட்டாசியம் சல்ஃபேட்டின் மூலக்கூறு வாய்ப்பாடு — K_2SO_4

2 அணு பொட்டாசியத்தின் எடை	$= 2\times39 = 78$
1 அணு சல்ஃபரின் எடை	$= 1\times32 = 32$
4 அணு ஆக்சிஜனின் எடை	$= 4\times16 = 64$

∴ பொட்டாசியம் சல்ஃபேட்டின் மூலக்கூறு எடை

...ARA PUB.

174 பங்கு எடையுள்ள K_5SO_2-ல்
உள்ள பொட்டாசியத்தின் எடை =78

100 ,, ,, ,, $= \frac{78}{174} \times 100$

$= 44{\cdot}82\%$

சல்ஃபரின் சதவீதம் $= \frac{32}{174} \times 100 = 18{\cdot}39$

ஆக்சிஜனின் சதவீதம் $= \frac{64}{174} \times 100 = 36{\cdot}78$

கணக்கு 2:

லெட் பாஸ்பேட்டின் சதவீத இயைபைக் கணக்கிடவும்.

(அணு எடை Pb = 207; P = 31; 0 = 16)

லெட் பாஸ்பேட்டின் மூலக்கூறு வாய்ப்பாடு = $Pb_5\ (PO_4)_2$

3 அணுக்கள் லெட்டின் எடை = 207 × 3 = 621·0
1 ,, பாஸ்பரஸின் ,, = 31 × 2 = 62 0
8 ,, ஆக்சிஜனின் ,, = 16 × 8 = 128·0

$Pb_3\ (PO_4)_2$—ன் மூலக்கூறு எடை = 811·0

லெட்டின் சதவீதம் $= \frac{621 \times 100}{811} = 76{\cdot}57$

பாஸ்பரஸின் ,, $= \frac{62 \times 100}{811} = 7\ 65$

ஆக்சிஜனின் ,, $= \frac{128 \times 100}{811} = 15{\cdot}78$

கணக்கு 3:

பொட்டாசியம் டைகுரோமேட்டின் சதவீத இயைபைக் கணக்கிடுக. (அணு எடைகள் K—39; Cr=52; O=16)

பொட்டாசியம் டைகுரோமேட்டின்
மூலக்கூறு வாய்பாடு = $K_2\ Cr_2\ O_7$

2 அணுக்கள் பொட்டாசியத்தின்
எடை = 2 × 39 = 78·0
2 ,, குரோமியத்தின் ,, = 2 × 52 = 104·0
7 ,, ஆக்சிஜனின் ,, = 7 × 16 = 112·0

$K_2\ Cr_2\ O_7$-ன் மூலக்கூறு எடை = 294·0

$$\text{பொட்டாசியத்தின் சதவீதம்} = \frac{78 \times 100}{294} = 26.53$$

$$\text{குரோமியத்தின் ,,} = \frac{104 \times 100}{294} = 35.37$$

$$\text{ஆக்சிஜனின் ,,} = \frac{112 \times 100}{294} = 38.10$$

முற்றுரு வாய்பாடு (Empirical Formula)

ஒரு சேர்மத்திலுள்ள அணுக்களின் சேர்க்கை விகிதமும், தனிமங்களின் அணு எடைகளும் தெரிந்திருந்தால் அச் சேர்மத்தின் சதவீத இயைபைக் கணக்கிடலாம். மாறாக, தனிமங்களின் அணு எடைகளும், சதவீத இயைபும் தெரிந்தால், ஒரு சேர்மத்தில் இணைந்துள்ள தனிமங்களின் விகிதங்களைக் கண்டறியலாம்.

சல்ஃபரின் ஓர் ஆக்சைடு 50% சல்ஃபர், 50% ஆக்சிஜன் ஆகியவற்றைப் பெற்றிருக்கிறது. சல்ஃபரின் அணு எடை (32) ஆக்சிஜனின் அணு எடையைப் (16) போல இரு மடங்காதலால், இச் சேர்மத்திலுள்ள ஆக்சிஜன் அணு சல்ஃபரைப் போல் இருமடங்காக இருக்கவேண்டும். சேர்மத்திலுள்ள இரு தனிமங்களும் சம அளவில் அப்போதுதான் இருக்க முடியும். எனவே, சல்ஃபர் ஆக்சைடின் எளிய வாய்பாடு SO_2 ஆகும். இந்த விகிதத்தை வேறு முறையிலும் கணக்கிடலாம். சல்ஃபர் • ஆக்சிஜன் இரண்டின் எடையையும், அவற்றின் அணு எடையால் வகுத்தால் இவ்விகிதம் கிடைக்கும். $S = 50/32$; $O = 50/16$; சல்ஃபர் : ஆக்சிஜன் $= 50/32 : 50/16 = 1:2$. இஃது ஓர் எளிய விகிதம். இம் முறையில் தனிம அணுக்களின் மூலக்கூறில் எவ் விகிதத்தில் இணைந்துள்ளனவோ அதைத்தான் கணக்கிட முடியும். இதற்கு முற்றுரு வாய்பாடு எனப் பெயர்.

முற்றுரு வாய்பாடு என்பது ஒரு சேர்மத்தின் எளிய சுருக்கமான வாய்பாடாகும். இவ் வாய்பாடு சேர்மத்தின் மூலக்கூறிலுள்ள பல்வேறு அணுக்களின் விகிதத்தைக் காட்டுகிறது.

முற்றுரு வாய்பாடு ஒரு சேர்மத்திலுள்ள பல்வேறு தனிமங்களையும், அவற்றின் அணுக்களின் விகிதத்தையும் மட்டுமே காட்டுகிறது. ஆனால், சேர்மத்தின் ஒரு மூலக் கூறிலுள்ள தனிமங்களின் அணுக்களின் சரியான எண்ணிக்கையைக் குறிப்பதில்லை.

HO என்ற வாய்பாடு ஹைட்ரஜன் பெராக்சைடின் முற்றுரு வாய்பாடாகும். இஃது ஒரு மூலக்கூறு ஹைட்ரஜன் பெராக்சைடில் ஹைட்ரஜன், ஆக்சிஜன் இவற்றின் அணுக்களின் விகிதம் 1:1 என்று காட்டுகிறது. இவ் வாய்பாடு ஹைட்ரஜன் பெராக்சைடில் உள்ள தனிம அணுக்களின் சரியான எண்ணிக்கையைத் தருவதில்லை. ஹைட்ரஜன் பெராக்சைடு ஒரு மூலக்கூறில் இரண்டு ஹைட்ரஜன் அணுக்களும், இரண்டு ஆக்சிஜன் அணுக்களும் உள்ளன. அம்மோனியாவிற்கு, NH_3 என்ற வாய்பாடு முற்றுரு வாய்பாட்டையும், மூலக்கூறு வாய்பாட்டையும் குறிக்கிறது. ஏனெனில் இவ் வாய்பாடு, நைட்ரஜன், ஹைட்ரஜன் ஆகிய தனிம அணுக்களின் விகிதத்தையும், அவற்றின் சரியான எண்ணிக்கையையும் காட்டுகிறது.

முற்றுரு வாய்பாட்டைக் கீழ்க்காணும் முறைகளில் கணக்கிடலாம்:

(1) சேர்மத்தின் சதவீத இயைபை ஆய்வு முறையில் கணக்கிட வேண்டும், (2) சேர்மத்திலுள்ள தனிமங்களின் சதவீத எடைகளை அவற்றின் அணு எடைகளால் வகுத்துத் தனிம அணுக்களின் விகிதத்தைக் கண்டறிய வேண்டும். (3) இவ்விகிதம் பின்னமாக வந்தால் விகிதத்திலுள்ள மிகச் சிறிய எண்ணால் மற்ற எண்களை வகுத்துத் தனிம அணுக்களின் முழு எண் விகிதத்தையும் கணக்கிட வேண்டும். இவ்விகிதத்திலிருந்து முற்றுரு வாய்பாட்டைப் பெறலாம்.

கணக்கு 1:

ஒரு சேர்மம் கீழ்க்கண்ட சதவீத இயைபைப்பெற்றுள்ளது: Na=43.4%, C=11.3%, O=45.3% சேர்மத்தின் முற்றுரு வாய்பாட்டைக் கணக்கிடுக. (Na=23, C=12, O=16).

தனிமம்	சதவீத இயைபு	அணுக்களின் விகிதம்	எளிய விகிதம்
சோடியம்	43·4	43 4/23 = 1·89	1·89/0·94 = 2
கார்பன்	11·3	11·3/12 = 0 94	0 93/0·94 = 1
ஆக்சிஜன்	45·3	45·3/16 = 2·83	2·83/0 94 = 3

முற்றுரு வாய்பாடு= $Na_2\ CO_3$

கணக்கு 2:

ஒரு சேர்மம் 31.826% பொட்டாசியம், 28·98% குளோரின், மற்றும் 39·2% ஆக்சிஜன் ஆகியவற்றைப் பெற்றிருக்கிறது. சேர்மத்தின் முற்றுரு வாய்பாட்டைக் கண்டு பிடிக்கவும். (K=39. Cl=35·5, O=16)

கணக்கீடுகள்	பொட்டாசியம்	குளோரின்	ஆக்சிஜன்
சதவீத இயைபு	31·826	28·98	39·2
அணு எடைகள்	39	35·5	16
சேர்மத்திலுள்ள அணுக்களின் விகிதம்	31·826/39 = 0 8163	28·98/35·5 = 0·8163	39·2/116 = 2·45
மிகச் சிறிய எண்ணால் வகுத்துவரும் அணுக்களின் முழு எண்கள் விகிதம்	0·8163/0.8163 1	0·8163/0·8163 1	2 45/0·8163 3

சேர்மத்தின் முற்றுரு வாய்பாடு $= K_1\ Cl_1\ O_3 = KCl\ O_3$

மூலக்கூறு வாய்பாடு (Molecular Formula)

தனிமங்களும், சேர்மங்களும் அவற்றின் வாய்பாடுகளின் மூலம் விளக்கப்படுகின்றன. ஒரு சேர்மத்தின் வாய்பாடு அதன் ஒரு மூலக்கூறைக் குறிப்பதால் வாய்பாட்டை மூலக்கூறு வாய்பாடு என்கிறோம்.

ஒரு சேர்மத்தின் ஒரு மூலக்கூறிலுள்ள தனிம அணுக்களின் சரியான எண்ணிக்கையைக் காட்டுவது மூலக்கூறு வாய்பாடாகும். வரை விலக்கணத்தின்படி மூலக்கூறு வாய்பாடு முற்றுரு வாய்பாடாகவோ அல்லது அதன் முழு எண் மடங்காகவோ இருக்கும்.

மூலக்கூறு வாய்பாடு ஒரு சேர்மத்திலுள்ள தனிமங்களையும், சேர்மத்தின் ஒரு மூலக்கூறிலுள்ள தனிம அணுக்களின் விகிதத்தையும், அவற்றின் சரியான எண்ணிக்கையையும் காட்டுகிறது. அத்துடன் சேர்மத்தின் மூலக்கூறு எடையையும் கொடுக்கிறது.

சான்றுகள்

C_2H_2, C_4H_4, C_6H_6 என்ற வாய்பாடுகளைக் கொண்ட சேர்மங்களை எடுத்துக் கொள்வோம். இச் சேர்மங்கள் எல்லாவற்றிலும் கார்பன், ஹைட்ரஜன் அணுக்கள் 1:1 என்ற விகிதத்தில் இணைந்துள்ளன. எனவே, இச் சேர்மங்களின் முற்றுரு வாய்பாடு $C_1 H_1$ அல்லது CH ஆகும். இவ் வாய்பாடுகள் மூன்று வெவ்வேறு சேர்மங்களைக் காட்டுகின்றன. $C_2 H_2$, $C_4 H_4$, $C_6 H_6$ ஆகிய மூன்றும் அச் சேர்மங்களின் மூலக்கூறுகளிலுள்ள அணுக்களின் சரியான எண்ணிக்கையைத் தருகின்றன. இவை அச் சேர்மங்களின் மூலக்கூறு வாய்பாடுகளாகும்.

இச் சேர்மங்களின் மூலக்கூறு வாய்பாடுகளைக் கீழ்க்கண்டவாறும் எழுதலாம்: $(CH)_2$, $(CH)_4$, $(CH)_6$

மூலக்கூறுவாய்பாடு = (முற்றுரு வாய்பாடு)$_n$ (இச் சமன்பாட்டில் n = 1, 2, 3......)

n–ன் மதிப்பைக் கணக்கிடுவதற்குச் சேர்மத்தின் மூலக்கூறு எடையை முற்றுரு வாய்பாட்டு எடையால் வகுக்க வேண்டும்.

$$\therefore \frac{\text{மூலக்கூறு வாய்பாடு}}{\text{முற்றுரு வாய்பாடு}} = \frac{\text{மூலக்கூறு எடை}}{\text{முற்றுரு வாய்பாட்டு எடை}} = n$$

n - ன் மதிப்புத் தெரிந்த பிறகு, முற்றுரு வாய்பாட்டை n ஆல் பெருக்கி மூலக்கூறு வாய்பாடு பெறப்படுகிறது.

சான்றாக, ஒரு சேர்மத்தின் மூலக்கூறு எடை = 78. அதன் முற்றுரு வாய்பாடு CH. முற்றுரு வாய்பாட்டு எடை = 13. மூலக்கூறு எடை = (முற்றுரு வாய்பாட்டு எடை)$_n$. அதாவது $78 = (13)_n$. $n = 78/13 = 6$ மூலக்கூறு வாய்பாடு $= (CH)_6 = C_6H_6$.

பல அனங்ககச் (inorganic) சேர்மங்களுக்கு முற்றுரு வாய்பாடும், மூலக்கூறு வாய்பாடும் ஒன்றாகவே உள்ளன. எடுத்துக்காட்டுகள்: $CaCO_3$, HCl, H_2O, H_2SO_4.

கணக்கு 1:

ஓர் அங்ககச் சேர்மத்தில் கார்பன் 20% ஹைட்ரஜன் 6·7%, நைட்ரஜன் 46·67% உள்ளன. மீதி ஆக்சிஜன் உள்ளது. சேர்மத்தின் மூலக்கூறு எடை = 60. சேர்மத்தின் மூலக்கூறு வாய்பாட்டைக் கண்டுபிடி.

சேர்மத்திலுள்ள ஆக்சிஜன் எடை = 100 − (20·0 + 6·7 + 46.67)
= 26·63

கணக்கீடுகள்	கார்பன்	ஹைட்-ரஜன்	நைட்-ரஜன்	ஆக்சிஜன்
சதவீத இயைபு	20 0	6.70	46·67	26·63
அணு எடைகள்	12	1	14	16
அணுக்களின் விகிதம்	20/12 = 1·67	6·7/1 = 6·7	46·67/14 = 3·33	26·63/16 = 1·67
அணுக்களின் முழு எண் விகிதம் (மிகச் சிறிய எண்ணால் வகுக்கவும்)	1·67/1·67 1	6·7/16·7 4	3·33/1·67 2	1·67/1·67 1

முற்றுரு வாய்பாடு = CH_4N_2O

முற்றுரு வாய்பாட்டு எடை = 12 + 4 + 28 + 16 = 60

$$n = \frac{\text{மூலக்கூறு எடை}}{\text{முற்றுரு வாய்பாட்டு எடை}} = \frac{60}{60} = 1$$

மூலக்கூறு வாய்பாடு = (முற்றுரு வாய்பாடு)$_1$ = $(CH_4N_2O)_1$

மூலக்கூறு வாய்பாடு = CH_4N_2O

கணக்கு 2:

ஒரு சேர்மம் கீழ்க்கண்ட சதவீத இயைபுகளைப் பெற்றிருந்தது. ஹைட்ரஜன் = 9·09; ஆக்சிஜன் = 36·36, கார்பன் = 54 55. சேர்மத்தின் ஆவி அடர்த்தி = 44. அதன் மூலக்கூறு வாய்பாடு யாது?

முற்றுரு வாய்பாடு = C_2H_4O

முற்றுரு வாய்பாட்டு எடை = 24 + 4 + 16 = 44

மூலக்கூறு எடை = 2 × 44 = 88

$$n = \frac{\text{மூலக்கூறு எடை}}{\text{முற்றுரு வாய்பாட்டு எடை}} = \frac{88}{44} = 2$$

மூலக்கூறு வாய்பாடு = n × முற்றுரு வாய்பாடு
= $2 \times C_2H_4O$

மூலக்கூறு வாய்பாடு = $C_4H_8O_2$

கணக்கு 2:

கணக்கீடுகள்	கார்பன்	ஹைட்ரஜன்	ஆக்சிஜன்
சதவீத இயைபு	54·55	9·09	36·36
அணு எடை	12	1	16
அணுக்களின் விகிதம்	54·55/12 = 4·55	9·09/1 = 9·09	36·36/16 = 2·27
அணுக்களின் முழு எண்கள் விகிதம்	4·55/2·27 = 2	9·09/2·27 = 4	2·27/2·27 = 1

முற்றுரு வாய்பாட்டுக்கும் மூலக்கூறு வாய்பாட்டுக்குமுள்ள வேறுபாடுகள்

(1) மூலக்கூறு வாய்பாடு ஒரு சேர்மத்தின் ஒரு மூலக்கூறிலுள்ள தனிம அணுக்களின் சரியான எண்ணிக்கையைக் காட்டுகிறது. முற்றுரு வாய்பாடு சேர்மத்தின் ஒரு மூலக்கூறிலுள்ள தனிம அணுக்களின் விகிதத்தைததான் குறிக்கிறது.

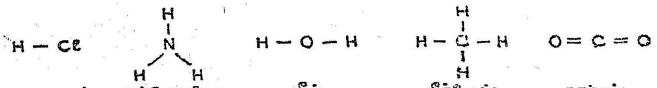
(2) மூலக்கூறு வாய்பாட்டைக் கணக்கிடுவதற்குச் சேர்மத்தின் மூலக்கூறு எடை தெரிந்திருக்க வேண்டும். ஆனால் முற்றுரு வாய்பாட்டைப் பெறுவதற்கு மூலக்கூறெடை தெரிந்திருக்க வேண்டியதில்லை.

அமைப்பு வாய்பாடு (Structural Formula)

மூலக்கூறு வாய்பாடு, ஒரு சேர்மத்தின் மூலக்கூறிலுள்ள அணுக்களின் உண்மையான எண்ணிக்கையைக் காட்டுகிறது; ஆனால், அவ்வணுக்கள் மூலக்கூறில் எவ்விதம் அமைந்து உள்ளன என்பதைப்பற்றி ஒன்றும் கூறுவதில்லை.

அமைப்பு வாய்பாடு, மூலக்கூறிலுள்ள உண்மையான அணுக்களின் எண்ணிக்கையைத் தெரிவிப்பதுடன், அவ்வணுக்கள் மூலக்கூறில் எவ்விதம் அமைந்து உள்ளன என்பதையும் காட்டுகிறது.

சில சான்றுகள்



ஹைட்ரஜன் குளோரைடு அம்மோனியா நீர் மீத்தேன் கார்பன் டைஆக்சைடு

அமைப்பு வாய்பாட்டின் முக்கியத்துவம்

சேர்மங்களின் அமைப்பு வாய்பாடுகளைக் கொண்டு, அவற்றின் பல்வேறு வினைகளை விளக்கலாம். கரிம வேதியியலில் அமைப்பு வாய்பாடுகள் பெரிதும் பயனுகின்றன. ஒத்த மூலக்கூறு வாய்பாட்டையும் வேறுபட்ட அமைப்புகளையும் கொண்ட சேர்மங்கள் ஐசோமெர்கள் (Isomers) எனப்படுகின்றன. இப் பண்புக்கு ஐசோமெரிசம் எனப் பெயர். இதைப்பற்றி விரிவாகக் கரிம வேதியியலில் காணலாம்.

சேர்மங்களுக்குப் பெயரிடுதல் (Nomenclature)

சேர்மங்களுக்கு, அவற்றின் இயைபுகளை விளக்கும் வகையிலும், அவற்றின் வேதித்தன்மை தெரியும்வகையிலும் பெயரிடப்படுகிறது. சேர்மங்களுக்கு முறைப்படி பெயரிட்டால்தான் அவற்றின் பண்புகளை அறிந்துகொள்ளவும் இயலும்.

(1) இரு தனிமச் சேர்மங்கள்

(i) இரண்டு தனிமங்களாலான இச் சேர்மங்களின் பெயரில் முதலில் நேர்மின் தன்மையுடைய தனிமத்தின் பெயரும், பின்னர் எதிர் மின் தன்மையுடைய தனிமத்தின் பெயருமாக எழுத வேண்டும். (ii) இவற்றின் பெயர்கள் 'ஐடு' (ide) என்றும் முடியும்.

மக்னீசியம் நைட்ரைடு—Mg_3N_2;
மெர்க்குரஸ் குளோரைடு—Hg_2Cl_2;
ஃபெரிக் ஆக்சைடு—Fe_2O_3
ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு—H_2S

(2) ஆக்சைடுகள்

சில தனிமங்கள் ஆக்சிஜனுடன் சேர்ந்து ஒன்றிற்கு மேற்பட்ட சேர்மங்களைக் கொடுக்கின்றன. இவற்றின் ஒரு மூலக் கூறில் எத்தனை ஆக்சிஜன் அணுக்கள் உள்ளன என்ற அடிப்படையில் பெயர்கள் எழுதப்படுகின்றன:

CO — கார்பன் மானுக்சைடு
CO_2 — கார்பன் டைஆக்சைடு
SO_2 — சல்ஃபர் டைஆக்சைடு

SO_3 — சல்ஃபர் ட்ரைஆக்சைடு

PBO — லெட் மானுக்சைடு

PBO_2 — லெட் டைஆக்சைடு

MnO_2 — மாங்கனீஸ் டைஆக்சைடு

NO_2 — நைட்ரஜன் டைஆக்சைடு

மானோ — ஒன்று; டை — இரண்டு; டிரை — மூன்று; டெட்ரா — நான்கு; பெண்டா — ஐந்து; ஹெக்ஸா — ஆறு.

(3) குளோரைடுகள்

ஆக்சைடுகளைப்போல் குளோரைடுகளும் இரு தனிமச் சேர்மங்கள். இவற்றின் ஒரு மூலக்கூறில் எத்தனை குளோரின் அணுக்கள் உள்ளன என்ற அடிப்படையில் பெயர்கள் எழுதப் படுகின்றன.

PCl_3 — பாஸ்பரஸ் டிரைகுளோரைடு.

PCl_5 — பாஸ்பரஸ் பெண்டா குளோரைடு.

(4) ஒரு தனிமம் வேறொரு தனிமத்துடன் கூடும்போது ஒன்றிற்கு மேற்பட்ட சேர்மங்கள் உண்டாகலாம். ஒரு சேர்மத்தில் அதன் இணை திறன் அதிகமாகவும் மற்றொன்றில் குறைவாகவும் இருக்கும். எந்தச் சேர்மத்தில் அதன் இணை திறன் குறைவாக இருக்கிறதோ அதை 'அஸ்' (ous) சேர்மம் என்றும், எந்தச் சேர்மத்தில் அதே தனிமத்தின் இணைதிறன் அதிகமாக இருக்கிறதோ அதை 'க்' (ic) சேர்மம் என்றும் கூறுகிறோம்.

$FeCl_2$ — ஃபெர்ரஸ் குளோரைடு

$FeCl_3$ — ஃபெர்ரிக் குளோரைடு

Cu_2O — குப்ரஸ் ஆக்சைடு

CuO — குப்ரிக் ஆச்சைடு

Hg_2Cl_2 — மெர்க்குரஸ் குளோரைடு

$HgCl_2$ — மெர்க்குரிக் குளோரைடு

$SnCl_2$ — ஸ்டான்னஸ் குளோரைடு

$SnCl_4$ — ஸ்டான்னிக் குளோரைடு

(5) அமிலங்கள்

ஹைட்ரஜனும் மற்றோர் அலோகமும் இணைந்து உண்டாகக் கூடிய சேர்மங்கள் அமிலத் தன்மையுடையனவாக இருந் தால் அவை ஹைட்ரசிட் (hydracid) எனப்படும். இவற்

றைப் பெயரிடும்போது அலோகத்தின் பெயரின் முன் ஹைட்ரோ என்றும் அதன் பின்னர் 'இக்' (ic) என்னும் விகுதியையும் பெற்றிருக்க வேண்டும்.

HCl — ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம்

HBr — ஹைட்ரோ புரோமிக் அமிலம்

HI — ஹைட்ரோ அயோடிக் அமிலம்

(6) முத்தனிமச் சேர்மங்கள்

ஆக்சி அமிலங்கள் (Oxy acids): ஹைட்ரஜன், ஆக்சிஜன், மற்றோர் அலோகம் ஆகிய மூன்று தனிமங்களாலான அமிலப் பண்புகளையுடைய சேர்மங்களை ஆக்சி அமிலங்கள் என்கிறோம்.

மிக அதிகமான ஆக்சிஜனைக் கொண்ட ஆக்சி அமிலத்தின் பெயரின் முதலில் அலோகத்தின் பெயரையும், 'இக்' (ic) என்ற விகுதியையும் பெற்றிருக்கும். அதைவிடக் குறைவான ஆக்சிஜனைக் கொண்டுள்ள அமிலத்தின் பெயரில் முதலில் அலோகத்தின் பெயரும், பின்னர் 'அஸ்' (ous) என்ற விகுதியும் உள்ளன.

'இக்' அமிலம்	'அஸ்' அமிலம்
சல்ஃபூரிக் அமிலம்-H_2SO_4	சல்ஃபூரஸ் அமிலம்-H_2SO_3
நைட்ரிக் அமிலம்-HNO_3	நைட்ரஸ் அமிலம்-HNO_2
குளோரிக் அமிலம்-$HClO_3$	குளோரஸ் அமிலம்- $HClO_2$

(7) 'அஸ்' அமிலத்தைக் காட்டிலும் குறைவான ஆக்சிஜனைப் பெற்றுள்ள அமிலத்திற்கு 'ஹைப்போ அஸ்' அமிலம் எனப் பெயரிடப்படுகிறது.

$HClO_2$ — குளோரஸ் அமிலம், $HClO$ — ஹைப்போ குளோரஸ் அமிலம். 'இக்' அமிலத்தைவிட அதிக ஆக்சிஜனைப் பெற்றுள்ள அமிலம் 'பெர் இக்' அமிலம் என வழங்கப் படுகிறது.

$HClO_3$ — குளோரிக் அமிலம், $HClO_4$ — பெர்குளோரிக் அமிலம்.

(8) உப்புகள்

அமிலங்கள் காரங்களுடன் வினைபுரியும்போது உப்புகள் உண்டாகின்றன. 'இக்' என்னும் விகுதியுடைய அமிலங்களிலிருந்து 'ஏட்' (ate) என்னும் விகுதியைப் பெயரில் கொண்ட உப்புகளும், 'அஸ்' என்னும் விகுதியுடைய அமிலங்களிலிருந்து 'ஐட்' (ite) என்னும் விகுதியைப் பெயரில் கொண்ட உப்புகளும் பெறப்படுகின்றன.

'இக்' அமிலம்	'ஏட்' உப்புகள்
சல்ஃபூரிக் அமிலம்-H_2SO_4	சோர்டியம்சல்ஃபேட்-Na_2SO_4
நைட்ரிக் அமிலம்-HNO_3	பொட்டாசியம் நைட்ரேட்-KNO_3
குளோரிக் அமிலம்-$HClO_3$	பொட்டாசியம் குளோரேட்-$KClO_3$

'அஸ் அமிலம்'	'ஐட்' உப்புகள்
சல்ஃபூரஸ் அமிலம்-H_2SO_3	சோடியம் சல்ஃபைட்-NO_2SO_3
நைட்ரஸ் அமிலம்-HNO_2	பொட்டாசியம் நைட்ரைட்-KNO_2

பொதுவாக ஹைப்போ......அமிலத்தின் உப்பு ஹைப்போ ......ஐட் என்றும், பெர்......அமிலத்தின் உப்பு பெர்......ஏட் என்றும் பெயர் பெறுகின்றன.

$HClO$-ஹைப்போ குளோரஸ் அமிலம், $NaClO$—சோடியம் ஹைப்போ குளோரைட்

H_3PO_2—ஹைப்போ பாஸ்பரஸ் அமிலம், $NaHPO_2$—சோடியம் ஹைப்போ பாஸ்பைட்

$HClO_4$—பெர் குளோரிக்அமிலம்—$KClO_4$— பொட்டாசியம் பெர் குளோரேட்

சமன்பாடுகள் (Equations)

அணுக்களையும், மூலக்கூறுகளையும் சுருக்கமாக எழுதுவதற்கு முறையே குறியீடும், வாய்பாடும் பயன்படுகின்றன. அதே அடிப்படையில் வேதி மாற்றங்களைச் சுருக்கமாக எழுதச் சமன்பாடு (Equation) பயன்படுகிறது.

பொருள்கள் பங்குபெறும் வேதிவினைகளைச் சுருக்கமான முறையில் எடுத்துக்காட்டுவது சமன்பாடாகும்.

சான்றாக சிங்க் உலோகமும் ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலமும் வினைபுரிவதைப் பின்வருமாறு சுருக்கமாகச் சமன்பாட்டினால் எழுதலாம்:

$$Zn + 2HCl \longrightarrow ZnCl_2 + H_2$$

இச் சமன் பாட்டிலிருந்து ஒரு மூலக்கூறு சிங்கும் இரண்டு மூலக்கூறுகள் ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலமும் வினைப்பட்டு ஒரு மூலக்கூறு சிங்க் குளோரைடும், ஒரு மூலக்கூறு ஹைட்ரஜனும் உண்டாகின்றன என்பது தெரிகிறது.

சமன்பாடு எழுதும்போது கீழ்க் குறிப்பிட்டுள்ள கருத்துகளை நினைவில் கொள்ள வேண்டும்:

(1) வினைபடும் பொருள்கள் (reactants), வினையினால் உண்டாகும் விளைபொருள்கள் (products) ஆகியவற்றின் பெயர்களும், வாய்பாடுகளும் நன்கு தெரிந்திருக்க வேண்டும்.

(2) வினைபடும் பொருள்களின் வாய்பாட்டை இடது பக்கமும், விளைபொருள்களின் வாய்பாட்டை வலது பக்கமும் எழுத வேண்டும். இவற்றிற்கிடையே வலதுபக்கம் நோக்கிய அம்புக்குறியை → எழுத வேண்டும்.

(3) வினைபடும் பொருள்களின் வாய்பாடுகளிடையே + குறி இடவேண்டும். அதே போன்று விளைபொருள்களின் வாய்பாடுகளிடையேயும் + குறி இடவேண்டும்,

(4) மந்தவாயுக்களைத் தவிர, மற்ற வாயுத் தனிமங்களைச் சமன்பாட்டில் குறிக்கும்போது அவற்றின் மூலக்கூறு நிலையிலேயே எழுத வேண்டும். சான்றாக H_2, N_2, O_2, I_2, Cl_2 முதலியன.

(5) ஒரு வீழ்படிவு விளைபொருளாக இருந்தால் அதை ↓ என்ற குறியாலும், ஒரு வாயு வெளிவந்தால் அதை ↑ என்ற குறியாலும் காட்ட வேண்டும்.

(6) வேதிச் சமன்பாடு 'பொருளின் அழியாத் தன்மை விதி'யின் அடிப்படையில் எழுதப்படுகிறது. இதன்படி வேதி வினை நிகழும்பொழுது வினைபடும் பொருள்களின் மொத்த எடையும், வினையும் பொருள்களின் மொத்த எடையும் சமமாக இருக்கவேண்டும் - அதாவது வினையின் பொழுது பொருள் அழியக்கூடாது. வினைபடும் பொருள்களில காணப்படும் தனிமங்களும், அவற்றின் அணுக்களும் எண்ணிக்கையில் எவ்வித மாறுபாடுமின்றி வினையும் பொருள்களில் காணப்பட வேண்டும்.

(7) இவ்விதம் கிடைக்கும் சமன்பாடு சமன் செய்யப்படா திருந்தால் அதைச் சமன் செய்ய (balancing of equation) வேண்டும். அதாவது அம்புக் குறியின் இடது பக்கம் உள்ள ஒவ்வொரு தனிம அணுக்களின் எண்ணிக்கையும் வலது பக்க முள்ள ஒவ்வொரு தனிம அணுக்களின் எண்ணிக்கைக்குச் சமமாக்குவதைத்தான் சமன் செய்தல் என்பர்.

(a) சமன் செய்தலின்போது வாய்பாடு அல்லது குறி யீட்டின் முன்பு தகுந்த எண்ணை எழுத வேண்டும்.

(b) எக்காரணம் கொண்டும் சமன் செய்தலின்போது வாய்பாட்டை மாற்றக்கூடாது.

சான்றுகள்

(1) மக்னீசியம் ஆக்சிஜனில் எரிந்து மக்னீசியம் ஆக் சைடைக் கொடுக்கும் வினைக்குச் சமன்பாடு எழுதுவோம். முதலில் வினைபடும் பொருள், வினைபொருள் ஆகியவற்றின் வாய்பாட்டைக்கீழ்க்கண்டவாறு எழுதவேண்டும்:

$$Mg + O_2 \longrightarrow MgO$$

மக்னீசியம் அணுக்களாகவே காணப்படுவதால் அதன் குறியீட்டை எழுதினால் போதுமானது. ஆக்சிஜன் இரண் டிரண்டு அணுக்களாகச் சேர்ந்து மூலக்கூறுகளாக உள்ளன. ஆகவே, அதன் வாய்பாட்டை எழுதவேண்டும். மக்னீசியம் ஆக்சைடின் வாய்பாடான MgO ஐ எழுத வேண்டும், இவ்வாறு கிடைக்கும் சமன்பாடு சமனாகாத சமன்பாடு. இதைச் சமன்செய்யவேண்டும். இடது பக்கம் இரண்டு ஆக்சிஜன் அணுக்களும் வலதுபக்கம் ஓர் ஆக்சிஜன் அணுவும் உள்ளன. இதைச் சமன்செய்ய MgO முன் 2ஐ எழுத வேண்டும். இப்போது ஆக்சிஜன் அணுக்களின் எண்ணிக்கை

சமமாகிவிட்டது ஆனால், மக்னீசிய அணுக்களின் எண்ணிக்கை சமமாகவில்லை. இடது பக்கம் ஒரு மக்னீசிய அணுவும், வலது பக்கம் இரண்டு மக்னீசிய அணுக்களும் உள்ளன.

$$Mg + O_2 \longrightarrow 2MgO$$

மக்னீசிய அணுக்களின் எண்ணிக்கையைச் சமப்படுத்த Mg முன் 2 ஐ எழுதவும்.

$$2\,Mg + O_2 \longrightarrow 2MgO$$

இப்போது இரண்டு பக்கத்திலுள்ள எல்லாத் தனிம அணுக்களின் எண்ணிக்கையும் சமமாயுள்ளது. எனவே, இது சமன் செய்யப்பட்ட சமன்பாடு ஆகும்.

(2) ஹைட்ரஜனும் ஆக்சிஜனும் கூடி நீர் என்னும் சேர்மத்தைக் கொடுக்கிறது.

$$H_2 + O_2 \longrightarrow H_2O$$

முதலில் ஆக்சிஜனைச் சமன் செய்யவும்.

$$H_2 + O_2 \longrightarrow 2H_2O$$

இப்போது ஹைட்ரஜனைச் சமன் செய்யவும்.

$$2\,H_2 + O_2 \longrightarrow 2\,H_2O$$

(3) மெர்க்குரிக் ஆக்சைடைச் சூடுபடுத்தியவுடன் அது சிதைவுற்று மெர்க்குரியையும் ஆக்சிஜனையும் கொடுக்கிறது.

$$HgO \longrightarrow Hg + O_2$$

முதலில் ஆக்சிஜன் அணுக்களின் எண்ணிக்கையைச் சமன் செய்யவும்,

$$2HgO \longrightarrow Hg + O_2$$

மெர்க்குரி அணுக்களின் எண்ணிக்கையைச் சமன் செய்யவும்.

$$2\,HgO \longrightarrow 2\,Hg + O_2$$

இவ்வினையில் ஆக்சிஜன் வாயு உண்டாகிறது. வாயு என்பதைக் காட்ட அதன் பக்கத்தில் மேல் நோக்கிய அம்புக் குறி ஒன்றை எழுதவும்.

$$2\,HgO \longrightarrow 2\,Hg + O_2\uparrow$$

(4) பொட்டாசியம் குளோரேட்டைச் சூடு செய்தால் பொட்டாசியம் குளோரைடும், ஆக்சிஜனும் உண்டாகின்றன.

$$KClO_3 \longrightarrow KCl + O_2$$

இச்சமன்பாடு பொட்டாசியம், குளோரின் ஆகியவற்றில் சமன் அடைந்திருக்கிறது. இச் சமன்பாட்டில் இடதுபுறம் மூன்று ஆக்சிஜனும், வலதுபுறம் இரண்டு ஆக்சிஜனும் உள்ளன. ஆக்சிஜனைச் சமன் செய்ய, சமன்பாட்டைக் கீழ்க்கண்டவாறு எழுதலாம்:

$$KClO_3 \longrightarrow KCl + 1\tfrac{1}{2}\ O_2 \uparrow$$

$1\frac{1}{2}$ ஆக்சிஜனை முழு எண்ணுக்க சமன்பாடு முழுவதையும் இரண்டால் பெருக்கவும்.

$$2\ KCl_3 \longrightarrow 2KCl + 3O_2 \uparrow$$

(5) பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட்டை சூடுபடுத்தினால், பொட்டாசியம் மாங்கனேட், மாங்கனீஸ் டைஆக்சைடு, ஆக்சிஜன் ஆகியவை உண்டாகின்றன.

$$KMn\ O_4 \longrightarrow K_2\ Mn\ O_4\ + Mn\ O_2 + O_2$$

இடதுபுறம் ஒரு பொட்டாசியம் அணுவும், வலதுபுறம் இரு பொட்டாசியம் அணுக்களும் உள்ளன. இதைச் சமன் செய்ய இடதுபுறம் 2ஐச் சேர்க்க வேண்டும்.

$$2\ KMn\ O_4 \longrightarrow K_2\ Mn\ O_4 + Mn\ O_2 + O_2$$

இப்போது சமன்பாடு சமப்படுத்தப்பட்டுள்ளது.

(6) பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட் அடர் ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலத்துடன் வினைப்பட்டு குளோரின் வெளியாகிறது.

$$KMn\ O_4 + HCl \longrightarrow KCl + Mn\ Cl_2 + H_2\ O + Cl_2$$

முதலில் ஆக்சிஜன் அணுக்களைச் சமன் செய்ய வேண்டும். வலதுபுறம் H_2 O-க்கு முன்னால் 4ஐ எழுத வேண்டும்.

$$KMn\ O_4 + HCl \longrightarrow KCl + Mn\ Cl_2 + 4H_2O + Cl_2$$

இப்போது வலதுபுறம் 8 ஹைட்ரஜன் அணுக்கள் உள்ளன. இடதுபுறம் HCl-க்கு முன்னால் 8 ஐ எழுத வேண்டும்.

$$KMn\ O_4 + 8HCl \longrightarrow KCl + Mn\ Cl_2 + 4H_2O + Cl_2$$

குளோரினைத் தவிர மற்றெல்லா அணுக்களும் சமப்படுத்தப் பட்டுள்ளன. குளோரினைச் சமன் செய்யக் கீழ்க்கண்டவாறு எழுதலாம்:

$$KMnO_4 + 8HCl \longrightarrow KCl + MnCl_2 + 4H_2O + 2\tfrac{1}{2}Cl_2$$

குளோரினைப் பின்னமாகக் குறிப்பதற்குப் பதில் சமன்பாடு முழுவதையும் இரண்டால் பெருக்க வேண்டும்.

$$2\,KMnO_4 + 16\,HCl \longrightarrow 2KCl + 2MnCl_2 + 8H_2O + 5Cl_2 \uparrow$$

(7) மாங்கனீஸ் டைஆக்சைடு அடர்ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலத்துடன் வினைபுரிந்து மாங்கனீஸ் குளோரைடு, நீர், குளோரின் ஆகியவற்றைக் கொடுக்கிறது.

$$MnO_2 + HCl \longrightarrow MnCl_2 + H_2O + Cl_2$$

வலது பக்கம் 4 குளோரின் அணுக்களும் இடதுபக்கம் ஒரு குளோரின் அணுவும் உள்ளன. இதைச் சமன் செய்யவேண்டும்.

$$MnO_2 + 4HCl \longrightarrow MnCl_2 + H_2O + Cl_2 \uparrow$$

அடுத்து ஹைட்ரஜன் அணுக்களின் எண்ணிக்கையைச் சமன் செய்ய வேண்டும்.

$$MnO_2 + 4HCl \longrightarrow MnCl_2 + 2H_2O + Cl_2 \uparrow$$

சமன்பாட்டின் பயன்கள்

சமன்பாட்டிலிருந்து மிகவும் பயனுள்ள பல முக்கியமான தகவல்களை நாம் அறிந்து கொள்ள முடிகிறது:

(1) வினைபடும் பொருள்களின் மூலக்கூறுகள், வினைபொருள்களின் மூலக்கூறுகள் ஆகியவற்றின் விகிதத்தை அறிந்து கொள்ள இயலுகிறது.

$$H_2 + Cl\,2 \rightarrow 2H\,Cl \uparrow$$

இச் சமன்பாட்டிலிருந்து ஒரு ஹைட்ரஜன் மூலக்கூறும் ஒரு குளோரின் மூலக்கூறும் சேர்ந்து இரண்டு ஹைட்ரஜன் குளோரைடு மூலக்கூறுகள் உண்டாகின்றன என்பது தெரிகிறது.

(2) மக்னீசியம் ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்துடன் வினைபட்டு ஹைட்ரஜன் வாயு வெளிவருகிறது.

$$Mg + 2HCl \rightarrow MgCl_2 + H_2 \uparrow$$

இவ்வினையைப் பற்றிய கீழ்க்கண்ட விவரங்கள் இச் சமன்பாட்டிலிருந்து தெரிகிறது:

(i) மக்னீசியமும் ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலமும் வினை பட்டு ஹைட்ரஜன் வெளியாகிறது.

(ii) ஓர் அணு மக்னீசியம், இரண்டு மூலக்கூறுகள் ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்துடன் வினைபட்டு ஒரு மூலக் கூறு மக்னீசியம் குளோரைடையும், ஒரு மூலக்கூறு ஹைட் ரஜனையும் கொடுக்கிறது.

(iii) ஒரு கிராம் அணு அல்லது 24 கிராம் மக்னீசியம் இரண்டு கிராம் மூலக்கூறுகள் அல்லது 2×36.5 கிராம் ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலத்துடன் சேர்ந்து ஒரு கிராம் மூலக் கூறு அல்லது $(24+2 \times 35.5)$ கிராம் மக்னீசியம் குளோரைடும், ஒரு கிராம் மூலக்கூறு அல்லது 2·016 கிராம் ஹைட்ரஜனும் உண்டாகின்றன.

(iv) இவ்வினையில் ஒரு கிராம் மூலக்கூறு ஹைட்ரஜன் அல்லது 2.016 கி, ஹைட்ரஜன் வெளியாகிறது. வெளிவரும் ஹைட்ரஜன் தி. வெ. அல் (N. T. P) 22·4 லிட்டர் கனஅளவைப் பெற்றிருக்கும். [தி. வெ. அல் [N. T. P] ஒரு வாயுவின் 1 கிராம் மூலக்கூறு கன அளவு = 22·4 லிட்டர்கள்]

வாயுக்கள் வினைபடும் வினைகளில் சமன்பாடு வினைபடும் வாயுக்கள், விளைந்த வாயுக்கள் இவற்றின் கனஅளவுக்கிடையே யுள்ள விகிதத்தையும் விளக்குகிறது. (கே லூசாக் கன அளவு விதி). சான்றாக,

$$2\,CO + O_2 \longrightarrow 2\,CO_2$$

என்ற வினையில் 2 கன அளவு கார்பன் மானாக்சைடு, ஒரு கன அளவு ஆக்சிஜனுடன் வினைபட்டு 2 கன அளவு கார்பன், டை ஆக்சைடு உண்டாகிறது எல்லா கன அளவுகளும் ஒரே வெப்ப அழுத்த நிலைகளில் கணக்கிடப்படுகிறது.

சமன்பாட்டிலுள்ள குறைபாடுகள்

சமன்செய்யப்பட்ட சமன்பாடுகள் பலவித முக்கியமான தக வல்களை அளித்தாலும் அவற்றில் சில குறைபாடுகளும் உள்ளன. சமன்பாடுகளினால் விளக்கப்படாத சில விவரங்களும் உள்ளன:

(1) சமன்பாடு, வினை நன்கு நடைபெறுவதற்கு வேண்டிய வெப்ப நிலை, வினை வேகமாற்றி போன்ற சூழ்நிலைகளின் வினைவு களைப் பற்றி எதுவும் கூறுவதில்லை.

(2) வினையில் பங்கு பெறும் பொருள்கள் திண்ம, திரவ வாயு போன்ற நிலைகளில் எந்நிலையில் உள்ளன என்பதைப் பற்றி விளக்குவதில்லை.

(3) வினையின்போது வெப்பம் வெளிவிடப்படுகிறது அல்லது உட்கொள்ளப்படுகிறது போன்ற தகவல்களை அளிப்பதில்லை.

(4) வினைமுற்றுப் பெறுவதற்கு எடுத்துக் கொள்ளப்படும் காலத்தைப் பற்றி எதுவும் தெரிவதில்லை.

(5) வினை மீள்தன்மையுள்ளதா அல்லது மீள்தன்மையற்றதா என்பது அறியப்படுவதில்லை.

சமன்பாடுகளைப் பயன்படுத்திய கணக்குகள்

கணக்கு 1

20 கி. ஆக்சிஜனை வெளியேற்றுவதற்குத் தேவையான பொட்டாசியம் குளோரேட்டின் எடையைக் கணக்கிடுக.

இவ்வினையின் சமன் செய்த சமன்பாடு :

$$2KClO_3 \longrightarrow 2KCl + 3O_2 \uparrow$$

$2(39 + 35{\cdot}5 + 3\times16)$ கி $\qquad (6\times16)$ கி

245 கி $\qquad$ 96 கி

96 கி ஆக்சிஜனை வெளியேற்றுவதற்குத் தேவையான $KClO_3$ = 245 கி

20 கி ஆக்சிஜனை வெளியேற்றுவதற்கு வேண்டிய $KClO_3$-ன் எடை

$$= \frac{245}{96} \times 20 = \underline{51{\cdot}04 \text{ கி.}}$$

கணக்கு 2

18 கி. நீராவியுடன் வினைபட்டு ஆக்சைடாக மாற்றப்படும் இரும்பின் எடையைக் கணக்கிடுக. ($Fe = 56, O=16$)

சமன்பாடு: $3Fe + 4H_2O \longrightarrow Fe_3O_4 + 4H_2 \uparrow$

$3\times56 + 4(2+16)$

சமன்பாட்டின்படி அயர்ன் எடை $= 3\times56 = 168$ கி.

நீராவியின் எடை $= 18\times4 = 72$ கி.

72 கி நீராவியுடன் வினைபடும் அயர்ன் எடை $= 168$ கி

18 கி நீராவியுடன் வினைபடும் ,, ,, $= \frac{168 \times 18}{72}$

$= 42$ கி.

கணக்கு 3

90% தூய கால்சியம் கார்பனேட்டின் 5 கிராமைச் சூடுபடுத்தினால் கிடைக்கும் கார்பன் டைஆக்சைடின் எடையைக் கிராமில் கண்டுபிடி.

$$CaCO_3 \longrightarrow CaO + CO_2 \uparrow$$
$$(40+12+3 \times 16) \qquad (12+2 \times 16)$$

100கி. தூய்மையற்ற சேர்மத்தில் உள்ள தூய கால்சியம் கார்பனேட்டின் எடை } $= 90$கி.

5 கிராமில்உள்ள தூய $CaCO_3$-ன் எடை $= \frac{90}{100} \times 5$

$= 4 \cdot 5$ கி

100 கி. கால்சியம்கார்பனேட்டால் வெளிவிடப்படும் $CaCO_2$-ன் எடை } $= 44$ கி.

4.5 கி கால்சியம் கார்பனேட்டிலிருந்து கிடைக்கும் கார்பன் டைஆக்சைடின் எடை } $= \frac{44}{100} \times 4 \cdot 5$

$= 1 \cdot 98$ கி.

கணக்கு 4

0·327 கி சிங்க் ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலத்துடன் வினைபட்டு உண்டாகும் ஹைட்ரஜனின் எடையைக் கணக்கிடுக. $(Zn = 65 \cdot 4)$

$$Zn + 2HCl \longrightarrow ZnCl_2 + H_2 \uparrow$$
$$65 \cdot 4 \text{ கி} \qquad 2 \text{ கி.}$$

65·4 கி. சிங்க் வெளியேற்றும் ஹைட்ரஜனின் எடை $= 2$ கி.

0.327 கி. சிங்க் வெளியேற்றும்

ஹைட்ரஜனின் எடை $= \frac{2}{65 \cdot 4} \times 0.327$

$= \cdot 0099$ கி.

கணக்கு 5

1·225 கி பொட்டாசியம் குளோரேட் முழுவதும் சிதைவடைந்து கிடைக்கும் ஆக்சிஜனை நீராக மாற்றுவதற்குத் தேவையான ஹைட்ரஜனை வெளியேற்றுவதற்கு, நீர்த்த ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலத்துடன் வினைபடும் சிங்க்கின் எடையைக் கணக்கிடுக.

$$2KClO_3 \longrightarrow 2KCl + 3O_2 \uparrow$$
$$\underset{245}{2(39 + 35.5 + 48)} \qquad 3 \times 32$$

245 கி $KClO_3$ வெளிவரும் ஆக்சிஜனின் எடை = 96 கி

1·225 கி $KClO_3$ வெளிவரும் ஆக்சிஜனின் எடை

$$= \frac{96}{245} \times 1.225 = 0.48 \text{ கி}$$

ஆக்சிஜனும், ஹைட்ரஜனும் வினைபட்டு நீர் உண்டாகிறது.

$$2H_2 + O_2 \longrightarrow 2H_2O$$

32 கி ஆக்சிஜனுடன் கூடும் ஹைட்ரஜனின் எடை = 4 கி

0·48 கி ஆக்சிஜனுடன் கூடும் ஹைட்ரஜனின் எடை

$$= \frac{4}{32} \times 0.48 \text{ கி} = 0.06 \text{ கி.}$$

சிங்க் நீர்த்த ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்துடன் கீழ்க் கண்டவாறு வினைபட்டு ஹைட்ரஜனை வெளியேற்றுகிறது.

$$Zn + 2HCl \longrightarrow ZnCl_2 + H_2 \uparrow$$
$$65.4 \qquad\qquad\qquad\qquad 2$$

2 கி ஹைட்ரஜனை வெளியேற்றும் சிங்க்கின்

எடை = 65·4 கி

0·06 கி ஹைட்ரஜனை வெளியேற்றும் சிங்க்கின்

$$\text{எடை} = \frac{65.4}{2} \times 0.06 = 1.962 \text{ கி}$$

வினாக்கள்

1. கீழ்க்கண்டவற்றை விளக்குக :
   (i) குறியீடு ; (ii) வாய்பாடு ; (iii) உறுப்பு ; (iv) இணைதிறன்.

2. மூலக்கூறு வாய்பாடின் முக்கியத்துவத்தை எடுத்துக் காட்டுகளுடன் விளக்குக.

3. ஒரு சேர்மம் கீழ்க்கண்ட இயைபுகளைப் பெற்றிருக்கின்றது ; கார்பன் = 26·66% ஹைட்ரஜன் = 2·22 % ; ஆக்சிஜன் = 71·11 %. இச்சேர்மத்தின் முற்றுரு வாய்பாடு என்ன ? சேர்மத்தின் மூலக்கூறு எடை = 90. அதன் மூலக்கூறு வாய்பாட்டைக் கண்டுபிடி. [CHO_2, $C_2H_2O_4$]

4. கீழ்க்கண்டவற்றைப்பற்றி விளக்கிக் கூறுக :

(i) சதவீத இயைபு ; (ii) முற்றுரு வாய்பாடு; (iii) அமைப்பு வாய்பாடு.

5. கார்பன், ஹைட்ரஜனைப் பெற்றுள்ள ஒரு வாயுச் சேர்மம் கீழ்க்கண்ட இயைபுகளைப் பெற்றுள்ளது : C = 92·3 %, H = 7·3% அதன் ஆவி அடர்த்தி = 13· சேர்மத்தின் மூலக்கூறு வாய்பாடு என்ன ?

[C_2H_2]

6. கார்பன், ஹைட்ரஜனைப் பெற்றிருக்கும் ஒரு சேர்மம் 92·31 % கார்பனைப் பெற்றுள்ளது. சேர்மத்தின் மூலக்கூறு எடை = 78· அதன் முற்றுரு வாய்பாட்டையும், மூலக்கூறு வாய்பாட்டையும் கண்டுபிடி.

[CH; C_6H_6]

7. கீழ்க்கண்ட சேர்மங்களின் சதவீத இயைபுகளைக் கணக்கிடுக:

(a) அம்மோனியம் சல்ஃபேட் - $(NH_4)_2SO_4$ (அணு எடைகள் N=14; O=16, S=32, H=1)

[N=21.22%, H=60·6 %, S=24.24%, O48.41 %]

(b) லெட் நைட்ரேட்—Pb $(NO_3)_2$,(Pb=207, N=14,] O=16

[Pb=62.54% N=8.46% O=29%]

8. கீழ்க்கண்ட சேர்மங்களில் கோடிட்ட தனிமங்கள் அல்லது உறுப்புகளின் இணைதிறன் யாது?

(a) <u>Al</u> PO_4; (b) <u>Ca</u>O; (c) <u>Fe</u>$_2$ $(SO_4)_3$; (d) K<u>Mn</u>O_4

9. வேதிச் சேர்மங்கள் எவ்வாறு பெயரிடப்படுகின்றன என்பதைச் சுருக்கமாக விவரி.

10. கீழ்க்கண்ட தனிமங்களின் குறியீடுகளை எழுதுக:

(a) குளோரின்; (b) பேரியம் (c) ஆர்கான் (d) காப்பர் (e) புரோமின்.

11. வேதிச் சமன்பாடு என்றால் என்ன? அதன் முக்கியத்துவத்தை விவரி.

12. 140 கி. அயர்னை ஃபெர்ரிக் ஆக்சைடாக ஆக்சிஜனேற்றுவதற்குத் தேவையான ஆக்சிஜனின் எடையைக் கணக்கிடுக. [61 கி.]

13. 39.0 கி ஆக்சிஜனைக் கொடுப்பதற்குத் தேவையான பொட்டாசியம் குளோரேட்டின் எடையைக் கண்டுபிடி. [76.6 கி.]

14. 1 கிலோ கிராம் காப்பரை ஆக்சிஜனேற்றிக் கிடைக்கும் குப்ரிக் ஆக்சைடின் எடை யாது? [1.26 கி.கிராம்]

15. கீழ்க்கண்ட சமன்பாடுகளைச் சமன்படுத்துக:

(a) $KMnO_4 \longrightarrow K_2MnO_4 + MnO_2 + O_2$
(b) $Pb(NO_3)_2 \text{ --- } PbO + NO_2 + O_2$
(c) $S + H_2SO_4 \longrightarrow H_2O + SO_2$
(d) $NH_3 + O_2 \longrightarrow NO + H_2O$
(e) $PbS + H_2O_2 \longrightarrow PbSO_4 + H_2O$
(f) $Ca + H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2 + H_2$
(g) $NO_2 + H_2O \longrightarrow HNO_3 + HNO_2$
(h) $P + O_2 \longrightarrow P_2O_5$
(i) $K_2Cr_2O_7 + HCl \longrightarrow KCl + CrCl_3 + H_2O + Cl_2$
(j) $Fe + H_2O \longrightarrow Fe_3O_4 + H_2$
(k) $N_2 + H_2 \longrightarrow NH_3$
(l) $Al + HCl \longrightarrow AlCl_3 + H_2$
(m) $SO_2 + O_2 \longrightarrow SO_3$

16. கீழ்க்கண்ட வினைகளின் சமன் செய்யப்பட்டச் சமன்பாடுகளை எழுதுக:

(a) சோடியம் + நீர் ——→ சோடியம் ஹைட்ராக்சைடு + ஹைட்ரஜன்

(b) கால்சியம் கார்பனேட் + ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலம் ——→ கால்சியம் குளோரைடு + கார்பன் டை ஆக்சைடு + நீர்.

(c) நீர் ——→ ஹைட்ரஜன் + ஆக்சிஜன்.
(e) காப்பர் + சல்ஃபூரிக் அமிலம் ——→ காப்பர் சல்ஃபேட் + சல்ஃபர் டைஆக்சைடு + நீர்

(e) குளோரின் + பொட்டாசியம் அயோடைடு ——→ பொட்டாசியம் குளோரைடு + நீர் + அயோடின்

6. அணுவின் உள்ளமைப்பு

(Atomic Structure)

டால்டன் என்ற விஞ்ஞானி 1808–ல் வெளியிட்ட அணுக் கொள்கையின்படி தனிமங்கள் மிக நுண்ணிய துகள்களான அணுக்களாலானவை என்றும், அவ் வணுக்களை அவற்றினும் சிறியதாகப் பிளக்கமுடியாது என்றும் அறியப்பட்டது. ஆனால், பிற்கால ஆராய்ச்சிகளின் விளைவாக அணுவைப் பிளக்கமுடியும் என்றும், அணுக்கள் அவற்றைவிடச் சிறிய பல உட்துகள் களாலானவை என்றும் நிரூபிக்கப்பட்டுள்ளது.

ஒவ்வொரு தனிம அணுவும் மூன்றுவகை அணு உட்துகள் களைப் (Sub-atomic particles) பெற்றிருக்கின்றன. அவைகள்: (1) எலெக்ட்ரான் (electron), (2) புரோட்டான் (proton), (3) நியூட்ரான் (neutron) எனப்படும்.

(1) எலெக்ட்ரான்

மிகக் குறைந்த அழுத்தத்திலுள்ள ஒரு வாயுவை மின் பாய்ச்சலுக்குட்படுத்தினால், எதிர் மின்முனையிலிருந்து ஓர் ஒளிக்கற்றை வெளிவருகிறது. இவற்றிற்கு எதிர்மின் கதிர்கள் (Cathode rays) எனப் பெயர். 1897ஆம் ஆண்டில் ஜெ. ஜெ. தாம்சன் (J. J. Thomson) என்ற விஞ்ஞானி இதன் பண்புகளை ஆராய்ந்தார். இந்த ஒளிக்கற்றை நேர் மின்முனையை நோக்கி நேர்கோட்டுப் பாதையில் செல்கிறது என்றும், இதில் எலெக்ட் ரான்கள் என்னும் துகள்கள் உள்ளன என்றும் நிரூபித்துக் காட்டினார்.

எலெக்ட்ரானின் தன்மைகள்: (1) எலெக்ட்ரான் ஓர் அலகு (unit) எதிர் மின்னேற்றமுடையது. இதை (—1) எனக் குறித்துக் காட்டலாம். (2) எலெக்ட்ரானின் நிறை மிகமிகக்

குறைவாகும். இது புறக்கணிக்கத்தக்க நிறையைப் பெற்றுள்ளது (negligible mass) எனலாம். இதன் நிறை ஒரு ஹைட்ரஜன் அணுவின் நிறையில் 1/1840 பங்கிற்குச் சமம். (3) எலெக்ட்ரான்கள் மிக அதிக வேகத்துடன் நேர்கோட்டுப் பாதையில் செல்கின்றன. இவை பொருள்களை ஊடுருவிச் செல்லும் தன்மை பெற்றிருக்கின்றன. (4) மின்சாரத்தை எந்த வாயுவின் வழியாகச் செலுத்தினாலும் வெளிவரும் எலெக்ட்ரான்கள் ஒரேவிதமான பண்புகளைப் பெற்றிருக்கின்றன. எனவே, எல்லாவித பொருள்களின் அடிப்படைத் துகள் எலெக்ட்ரான் என அறியப்படுகிறது.

(2) புரோட்டான்

ஓர் அணு மின்தன்மை யற்றது. அணுக்களில் எதிர் மின் தன்மையுள்ள எலெக்ட்ரான்கள் உள்ளதால் அவற்றை நடுநிலையாக்கும் வகையில் அணுவில் நேர்மின் தன்மையுள்ள சில துகள்கள் இருக்க வேண்டும். குறைந்த அழுத்தத்திலுள்ள ஹைட்ரஜன் வழியாக மின்சாரத்தைச் செலுத்தினால், எதிர்மின் முனையிலிருந்து எலெக்ட்ரான் வெளிவருகின்றன. இதே நேரத்தில் நேர்மின் முனையிலிருந்து நேர்மின் கதிர்கள் என்னும் மற்றொரு வகைக் கதிர்கள் வெளியாகின்றன. இவை எதிர்மின் கதிர்கள் செல்லும் திசைக்கு எதிர்த்திசையில் செல்கின்றன. ரூதர்ஃபோர்டு (Rutherford) என்பவர் இந்த நேர்மின் கதிர்களில் (anode rays) புரோட்டான்கள் என்னும் துகள்கள் உள்ளன எனக் கண்டறிந்தார்.

புரோட்டானின் தன்மைகள்: (i) புரோட்டான் ஓர் அலகு நேர்மின்னேற்றமுடையது. இத் தன்மையை (+) எனக் குறித்துக் காட்டலாம். (ii) புரோட்டானின் நிறை ஏறக்குறைய ஒரு ஹைட்ரஜன் அணுவின் நிறைக்குச் சமமாகும். அதாவது இது ஓர் அலகு நிறையுடையது. புரோட்டான் ஓர் எலெக்ட்ரானைப் போல 1838 பங்கு கனமானது ஆகும்.

(3) நியூட்ரான் (Neutron)

சாட்விக் (Chadwick) என்பவர் 1932ஆம் ஆண்டில் ஒவ்வோர் அணுவிலும் நியூட்ரான் என்னும் துகள்களும் உள்ளன என்று கண்டறிந்தார்.

நியூட்ரானின் தன்மைகள்: (i) நியூட்ரான் மின்னேற்றம் அற்ற துகளாகும். (ii) நியூட்ரானின் நிறை ஓர் அலகு ஆகும். நியூட்ரானின் நிறை ஒரு புரோட்டானின் நிறைக்குச் சமமாகும்.

கீழ்க்கண்ட அட்டவணை மூன்று 'அணு உட்துகளின்' நிறை, மின்னேற்றம் ஆகியவற்றை ஒப்பிட்டுக் காட்டுகிறது:

அணு உட்துகள்கள்	குறியீடு	நிறை	மின்னேற்றம்
புரோட்டான்	n	1 அலகு	1 அலகு நேர் மின்னேற்றம்
	e		
நியூட்ரான்		1 அலகு	மின்னேற்றமற்றது
	p		
எலெக்ட்ரான்		1/1840 பங்கு ஹைட்ரஜன் அணுவின் நிறை	1 அலகு எதிர் மின்னேற்றம்

ஒவ்வொரு தனிம அணுவும் இரண்டு பாகங்களாலானது; (1) உட்கரு அல்லது அணுக்கரு (nucleus); (2) உட்கருவின் புறத்தே உள்ள பகுதி (extra nuclear part).

(1) உட்கரு (Nucleus): ஓர் அணுவின் மையத்திலுள்ளது உட்கருவாகும். உட்கருவில் நியூட்ரான்கள் மற்றும் புரோட்டான்கள் உள்ளன. அணுவின் மொத்த பருமனளவுடன் ஒப்பிடும் பொழுது உட்கரு மிகவும் சிறியது. அணு உட்துகள்களான புரோட்டானும், நியூட்ரானும் குறிப்பிடத்தக்க எடையைப் பெற்றிருப்பதால் அணுவின் நிறைக்கு இவ்விரண்டின் எண்ணிக்கை மிகவும் முக்கியமானதாகும். அணுவின் நிறையை நிர்ணயிப்பதே புரோட்டான், நியூட்ரான் ஆகியவற்றின் மொத்த எண்ணிக்கையாகும். எனவே, அணுவின் நிறை முழுவதும் உட்கருவில் அமைந்திருக்கிறது எனலாம். உட்கரு நேர்மின் தன்மையுள்ளது. தனிமத்தின் மொத்த நேர்மின் அலகுகள் உட்கருவிலுள்ள புரோட்டான்களின் எண்ணிக்கைக்குச் சமம்.

(2) உட்கருவின் புறத்தே உள்ள பகுதி (Extra nuclear part)

அணுவின் சிறிய பகுதியான உட்கருவைச் சுற்றியுள்ள இடத்தில் எலெக்ட்ரான்கள் உள்ளன. இப் பகுதி, உட்கரு அமைந்துள்ள பகுதியைக் காட்டிலும் பல மடங்கு பெரியது.

ஓர் அணு மின்தன்மையற்றது. அதாவது, அதிலுள்ள நேர்மின் அலகுகளும், எதிர்மின் அலகுகளும் சமமாக உள்ளன.

ஒவ்வொரு புரோட்டானும் ஓர் அலகு நேர்மின்னேற்றத்தையும், ஒவ்வோர் எலெக்ட்ரானும் ஓர் அலகு எதிர் மின்னேற்றத்தையும் பெற்றிருப்பதால், உட்கருவிலுள்ள புரோட்டான்களின் எண்ணிக்கையும், உட்கருவைச்சுற்றியுள்ள எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கையும் சமமாகும்.

அணு எண் (Atomic Number)

ஓர் அணுவின் உட்கருவிலுள்ள புரோட்டானின் எண்ணிக்கை அல்லது அதற்கு வெளியேயுள்ள எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை 'அணு எண்' என்று வழங்கப்படுகிறது.

அணு எண் = {புரோட்டான்களின் எண்ணிக்கை} = {எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை}

அணு நிறை (Atomic Mass)

முன்பு கூறியதுபோல் புரோட்டான்கள், நியூட்ரான்கள் ஆகியவற்றின் மொத்த எண்ணிக்கை அணு நிறை எண் எனப்படும். இதை மற்ெருரு விதமாகவும் விளக்கலாம். அணு எண், நியூட்ரான்களின் எண்ணிக்கை இவற்றின் கூட்டுத் தொகையும் அணு நிறை எண்ணுக்குச் சமம். ஒரு தனிமத்தின் அணு எடையை அதன் மிக நெருங்கிய முழு எண்ணாக மாற்றினால், கிடைப்பது அணு நிறை எண்ணாகும். லித்தியத்தின் அணு எடை = 6·940; அணு நிறை எண் = 7.

அணு நிறை எண் = {புரோட்டான்களின் எண்ணிக்கை} + {நியூட்ரான்களின் எண்ணிக்கை}

= {அணு எண்} + {நியூட்ரான்களின் எண்ணிக்கை}

∴ {நியூட்ரான்களின் எண்ணிக்கை} = அணு நிறை எண் − அணு எண்.

மேற்கூறியவற்றில் ஏதேனும் இரண்டின் மதிப்பு தெரிந்தால், மூன்றாவதின் மதிப்பைக் கணக்கிடலாம்.

எடுத்துக்காட்டு: சோடியத்தின் அணு எண் 11. அதன் அணு நிறை எண் 23. இதிலுள்ள புரோட்டான்கள், நியூட்ரான்கள், எலெக்ட்ரான்கள் ஆகியவற்றின் எண்ணிக்கையைக் கணக்கிடுக.

அணு எண் = புரோட்டான்களின் எண்ணிக்கை
= எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை = 11

அணு நிறை எண் = அணு எண் + நியூட்ரான்களின் எண்ணிக்கை
23 = 11 + நியூட்ரான்களின் எண்ணிக்கை

∴ நியூட்ரான்களின் எண்ணிக்கை = 23 − 11 = 12

எடுத்துக்காட்டு 2

கார்பனின் அணு எண் = 6. அதன் அணு நிறை எண் = 12. இத் தனிம அணுவிலுள்ள புரோட்டான்கள், நியூட்ரான்கள், எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கையைக் கண்டுபிடி.

அணு நிறை எண் = அணு எண் + நியூட்ரான்களின் எண்ணிக்கை.
12 = 6 + — ,,

நியூட்ரான்களின் எண்ணிக்கை	=	12 − 6 = 6
புரோட்டான்களின் எண்ணிக்கை	=	6
எலெக்ட்ரான்களின் ,,	=	6

எடுத்துக்காட்டு 3:

குளோரினின் அணு நிறை எண் = 35. அதிலுள்ள நியூட்ரான்களின் எண்ணிக்கை = 18. அதன் அணு எண் யாது?

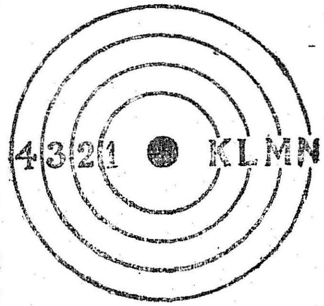
அணு எண் = அணு நிறை எண் — நியூட்ரான்களின் எண்ணிக்கை.
= 35 — 18
= 17

எலெக்ட்ரான்களின் அமைப்பு (Arrangement of Electrons)

ஓர் அணுவின் மையத்தில் நேர்மின் தன்மை கொண்ட மிகச் சிறிய செறிவான உட்கரு என்ற பகுதி உள்ளது எனப் பார்த்தோம். அணுக்கருவில் நியூட்ரான்களும், புரோட்டான்களும் உள்ளன. உட்கருவைச் சுற்றிப் புறப்பகுதியில் பல கோளப் பாதைகள் உள்ளன. இப் பாதைகள் ஷெல்கள், (shells) என்பர். இப் பகுதியில் உள்ள எதிர்மின் தன்மையுள்ள எலெக்ட்ரான்கள், நேர்மின் தன்மையுள்ள உட்கருவிகள் விழக்கூடும் என்ற கருத்து நிலவியது. ஆனால், உண்மையில் இவ்வாறு நிகழ்வதில்லை. இதற்குக் காரணம், உட்கருவைச் சுற்றி அமைந்துள்ள நிலையான பாதைகளில் எலெக்ட்ரான்கள் சுற்றி வருகின்றன என்பதேயாகும். இதனால் ஏற்படும் மைய விலக்கு, விசையினால் (centrifugal force)

எலெக்ட்ரான்கள் உட்கருவினுள் விழாமல் தடுக்கப்படுகின்றன. ஓர் அணுவைச் சூரிய மண்டலத்துடன் ஒப்பிடுவது வழக்கம். இதில் அணுக்கருவைப்போல் சூரிய நடுவிலும், அதைச் சுற்றியுள்ள பல கோளப்பாதைகளில் கிரகங்கள் சுற்றி வருகின்றன என்றும் அறிகிறோம். இது, அணுவின் உட்கருவைச் சுற்றியுள்ள கோளப்பாதைகளில் எலெக்ட்ரான்கள் சுற்றி வருவதை ஒத்திருக்கின்றது.

அணுவைச் சுற்றியுள்ள ஷெல்களைப் படத்தில் காட்டிய படி K, L, M, N என்ற எழுத்துகளாலோ, அல்லது 1,2,3,4 என்ற எண்களாலோ முறையே குறிப்பிடலாம். ஒவ்வொரு ஷெல்லும் ஒரு குறிப்பிட்ட எண்ணிக்கை எலெக்ட்ரான்கள் வரை தான் கொள்ளும்; அதற்கு மேல் கொள்ளாது. எடுத்துக்காட்டாக, முதல் (K) ஷெல்லில் 2 எலெக்ட்ரான்களும், இரண்டாக (L) ஷெல்லில் 8 எலெக்ட்ரான்களும், மூன்றாவது (M) ஷெல்லில் 18 எலெக்ட்ரான்களும், நான்காவது (N) ஷெல்லில் 32 எலெக்ட்ரான்களும் உள்ளன. அணுவின் மையத்திலிருந்து தூரம் அதிகரிக்க அதிகரிக்க, கோளப்பாதையின் சுற்றளவும், அவற்றிலுள்ள எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கையும் அதிகரிக்கிறது. ஒவ்வொரு ஷெல்லிலும் உள்ள மிக அதிகப்படியான எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கையைக் கணக்கிட $2n^2$ என்ற வாய்பாட்டைப் பயன்படுத்தலாம். இந்த வாய்பாட்டில் n என்பது ஷெல் எண்ணைக் குறிக்கிறது. சான்றாக, $2\times1^2 = 2$ எலெக்ட்ரான்கள். முதல் (K) ஷெல்; $2\times2^2 = 8$ எலெக்ட்ரான்கள். இரண்டாவது (L) ஷெல்; $2\times3^2 =$ 18 எலெக்ட்ரான்கள். மூன்றாவது (M) ஷெல்; $2\times4^2 = 32$ எலெக்ட்ரான்கள். நான்காவது ஷெல் (N).



படம் 8.
அணுவின் அமைப்பு

ஓர் அணுவின் கடைசி ஷெல்லில் 8 எலெக்ட்ரான்களுக்கு மேல் இருக்க முடியாது. சான்றாக, ஓர் அணுவின் மூன்றாவது ஷெல்லில் 18 எலெக்ட்ரான்கள் உள்ளன எனப் பார்த்தோம். இந்த ஷெல் அணுவின் கடைசி ஷெல்லாக இருந்தால் அதில் 8 எலெக்ட்ரான்களுக்கு மேல் இருக்க முடியாது.

சில தனிமங்களின் உள்ளமைப்புகளைக் காண்போம் பின் வரும் அணு அமைப்புப் படங்களில் A என்பது அணு நிறை எண்ணையும், Z என்பது அணு எண்ணையும் குறிக்கிறது.

(a) அணு நிறை எண் (A) = தனிமத்தின் அணு எடை அதன் மிக நெருங்கிய எண்ணுக மாற்றப் பட்டிருக்கிறது.

(b) அணு எண் (Z) = உட்கருவிலுள்ள புரோட்டான் களின் எண்ணிக்கை

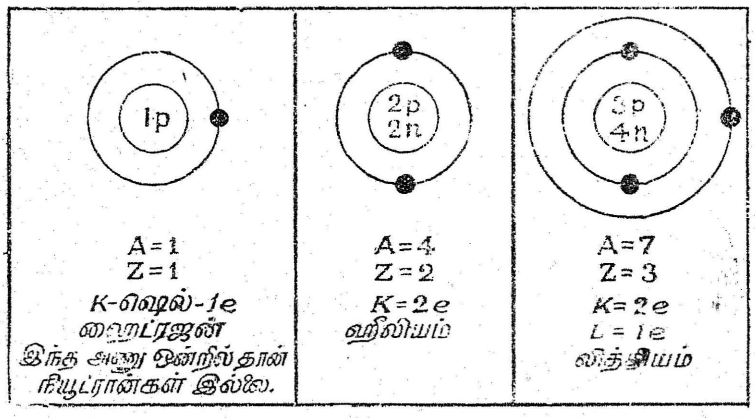
= உட்கருவைச் சுற்றியுள்ள எலெக்ட் ரான்களின் எண்ணிக்கை

= உட்கருவிலுள்ள மொத்த நேர் மின் தன்மை

(c) அணுக்கருவிலுள்ள நியூட்ரான்களின் எண்ணிக்கை= அணு நிறை எண் (A) —அணு எண்(Z) = (A—Z).

அணு ஆர்பிட்டல்கள் (Atomic Orbitals)

K, L, M ஆகிய அணு ஷெல்கள் பல உப ஷெல்களாகப்

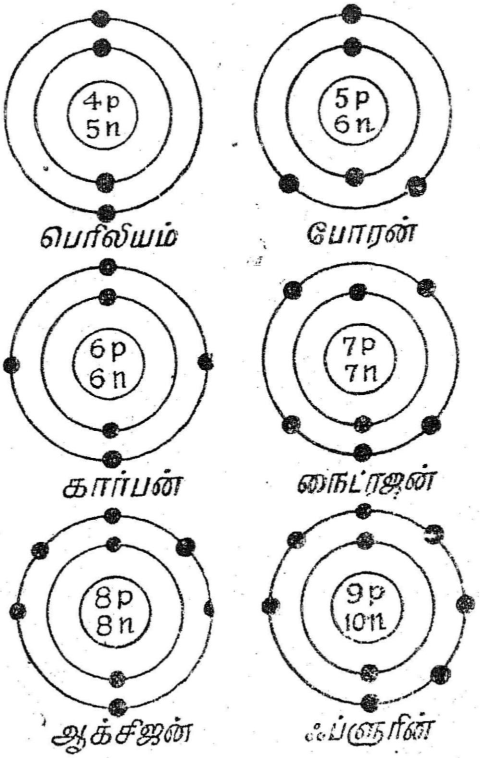


படம் 9.

ஹைட்ரஜன், ஹீலியம்; லித்தியம் ஆகிய அணுக்களின் உள்ளமைப்பு

பிரிக்கப்பட்டுள்ளன. உப ஷெல்கள் வெவ்வேறு ஆற்றலையும், வடிவங்களையும் பெற்றுள்ளன. இவை நான்கு வகைப்படும்: s, p, d, f இந்த நான்கு உபஷெல்களும் குவாண்டம் எண்கள்

(quantum numbers) என்ற சொல்லைப் பயன்படுத்தி விளக்கப் படுகின்றன. ஓர் அணுவிலுள்ள ஓர் எலெக்ட்ரான் கீழ்க்

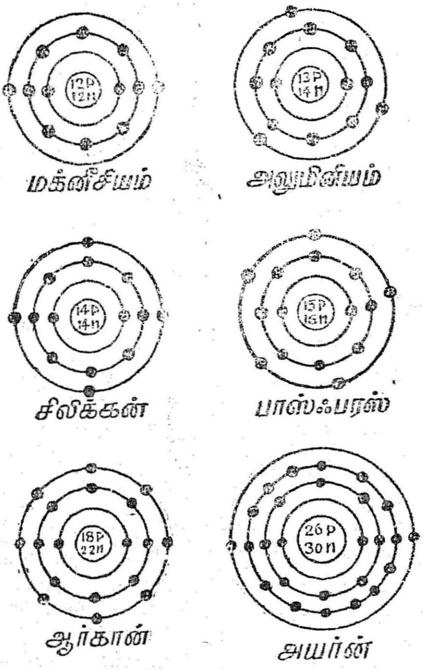


படம் 10.

பெரிலியம், போரன், கார்பன், நைட்ரஜன், ஆக்ஸிஜன். ஃப்ளூரின், ஆகிய தனிமங்களின் எலெக்ட்ரான் அமைப்பு

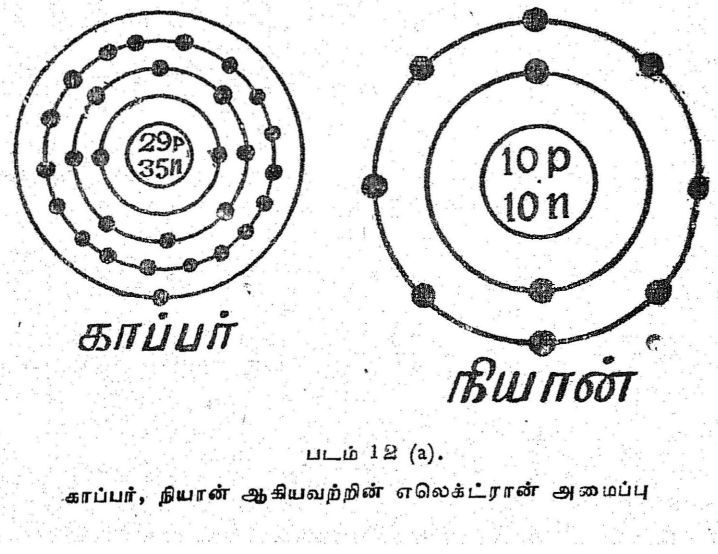
கண்ட நான்கு குவாண்டம் எண்களால் நன்கு விளக்கப்படு கின்றன:

(i) முதன்மைக் குவாண்டம் எண் (n); (ii) துணைக் குவாண்டம் எண் (l); (iii) காந்தக் குவாண்டம் எண் (m); (iv) சுழற்சிக் குவாண்டம் எண் (s).



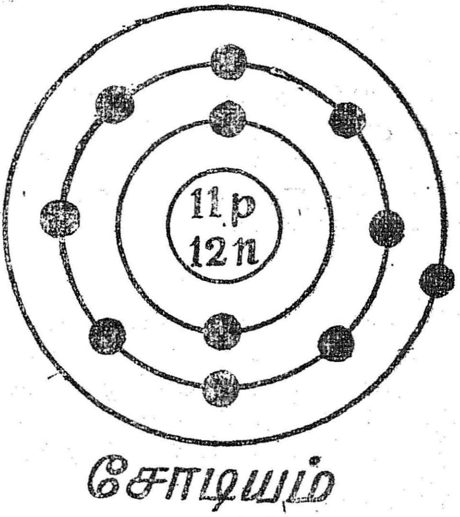
படம் 11.

மக்னீசியம், அலுமினியம், சிலிகன், பாஸ்பரஸ், ஆர்கான், அயர்ன் ஆகிய தனிமங்களின் எலெக்ட்ரான் அமைப்பு



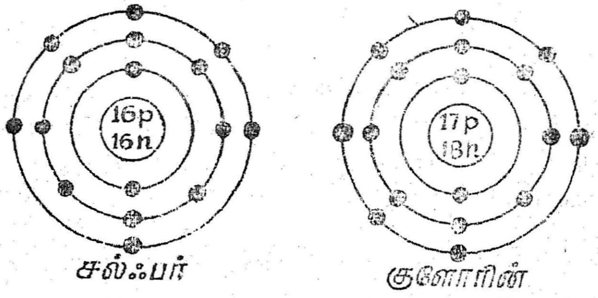
படம் 12 (a).

காப்பர், நியான் ஆகியவற்றின் எலெக்ட்ரான் அமைப்பு



படம் 12 (b)

சோடியத்தின் எலெக்ட்ரான் அமைப்பு



படம் 13.

சல்ஃபர், குளோரின் ஆகியவற்றின் எலெக்ட்ரான் அமைப்பு.

K ஷெல்லில் s-உபஷெல் மட்டுமே உள்ளது. L-ஷெல் s, p ஆகிய, இரண்டு உபஷெல்களைப் பெற்றுள்ளது.-Mஷெல்லில் s, p, d ஆகிய உபஷெல்கள் உள்ளன. N-ஷெல் s, p, d, f ஆகிய நான்கு உபஷெல்களையும் பெற்றிருக்கிறது.

s-உபஷெல், 2 எலெக்ட்ரான்களையும்; p-உபஷெல் 6 எலெக்ட்ரான்களையும், d-உபஷெல் 10 எலெக்ட்ரான்களையும் 4-14 எலெக்ட்ரான்களையும் கொள்ளமுடியும் என அறியப் படுகிறது.

ஓர் அணுவிலுள்ள எலெக்ட்ரான்களின் அமைப்பைக் கீழ்க்கண்டவாறு விளக்கலாம்:

முதலில் ஆர்பிட் (Orbit) அல்லது ஷெல்லின் எண்ணை எழுத வேண்டும். அதைத் தொடர்ந்து உபஷெல்லின் குறியீட்டை எழுதி, அதற்கு மேல் வலது கோடியில் உபஷெல்லிலுள்ள எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கையை எழுத வேண்டும். எடுத்துக்காட்டு: ஹைட்ரஜன் $1s^1$, நியான் $1s^2$, $2s^2$, $2p^6$, ஆக்சிஜன் $1s^2\ 2s^2\ 2p^4$.

ஒவ்வோர் உபஷெல்லும் ஆர்பிட்டல்களாகப் (Orbitals) பிரிக்கப்பட்டுள்ளன. ஓர் ஆர்பிட்டலில் இரண்டு எலெக்ட்ரான்கள்தான் இருக்க முடியும். அதற்கு மேல் இருக்க முடியாது. ஒவ்வோர் உபஷெல்லும் கீழ்க்கண்ட எண்ணிக்கையுள்ள ஆர்பிட்டல்களைப் பெற்றிருக்கின்றன:

s—1; p—3; d—5; 4—7.

அடுத்த பக்கத்தில் உள்ள அட்டவணை ஹைட்ரஜன் முதல் க்ரிப்டான் வரை உள்ள தனிமங்களின் எலெக்ட்ரான் அமைப்புகளை விளக்குகிறது:

அணுவின் உள்ளமைப்பைப் பற்றி ஆராய்ந்தறிந்த முடிவுகளின் வாயிலாக டால்டனின் அணுக் கொள்கையின் கோட்பாடுகள் மாற்றியமைக்கப் படவேண்டும் என்பது தெளிவாயிற்று.

(1) டால்டனின் அணுக் கொள்கையின்படி அணுக்களைச் சிறியதாகப் பிரிக்க முடியாது. ஆனால் சில கனமான தனிம அணுக்கள் பல கதிர்களை வெளியேற்றித் தாங்களாகச் சிதைவடைந்து, இலேசான அணுக்களை உண்டாக்குகின்றன. சில சூழ்நிலைகளில் இலேசான தனிமங்களும் சிதைவடைகின்றன.

(2) அணுக்கொள்கை, ஒரே தனிமத்தின் பல அணுக்கள் சமமான நிறையைப் பெற்றிருக்கின்றன எனக்கூறுகிறது. ஆனால் தற்கால கருத்துப்படி ஒரே தனிமத்தின் வெவ்வேறு அணுக்கள் வெவ்வேறு நிறைகளைப் பெற்றிருக்கின்றன என அறியப்பட்டது. இவற்றிற்கு ஐசோடோப்புகள் (Isotopes)

ஹைட்ரஜன் முதல் கிரிப்டான் வரை உள்ள தனிமங்களின் எலெக்ட்ரான் அமைப்புகள்

தனிமம்	அணு எண்	K	L		M			N				O				P			
		1s	2s	2p	3s	3p	3d	4s	4p	4d	4f	5s	5p	5d	5f	6s	6p	6d	6f
H	1	1																	
He	2	2																	
Li	3	2	1																
Be	4	2	2																
B	5	2	2	1															
C	6	2	2	2															
N	7	2	2	3															
O	8	2	2	4															
F	9	2	2	5															
Ne	10	2	2	6															
Na	11	2	2	6	1														
Mg	12	2	2	6	2														
Al	13	2	2	6	2	1													
Si	14	2	2	6	2	2													
P	15	2	2	6	2	3													
S	16	2	2	6	2	4													
Cl	17	2	2	6	2	5													
A	18	2	2	6	2	6													

தனிமம்	அணு எண்	K	L		M			N				O				P				Q	
		1s	2s	2p	3s	3p	3d	4s	p	4d	4f	5s	5p	5d	5f	6s	6p	6d	6f	7s	7p
K´	19	2	2	6	2	6		1													
Ca	20	2	2	6	2	6		2													
Sc	21	2	2	6	2	6	1	2													
Ti	22	2	2	6	2	6	2	2													
V	23	2	2	6	2	6	3	2													
Cr	24	2	2	6	2	6	4	2													
Mn	25	2	2	6	2	6	5	2													
Fe	26	2	2	6	2	6	6	2													
CO	27	2	2	6	2	6	7	2													
Ni	28	2	2	6	2	6	8	2													
Cu	29	2	2	6	2	6	9	2													
Zn	30	2	2	6	2	6	10	2													
Ga	31	2	2	6	2	6	10	2	1												
Ge	32	2	2	6	2	6	10	2	2												
As	33	2	2	6	2	6	10	2	3												
Se	34	2	2	6	2	6	10	2	4												
Br	35	2	2	6	2	6	10	2	5												
Kr	36	2	2	6	2	6	10	2	6												

எனப் பெயர். வெவ்வேறு தனிம அணுக்கள் ஒரே நிறையைப் பெற்றுக் காணப்படுகின்றன. இவற்றிற்கு ஐசோபார்கள் (Isobars) எனப்பெயர்.

கதிரியக்கம் (Radio Activity)

ஓர் அணுவின் நடுவில் உட்கரு என்னும் பாகம் அமைந்துள்ளது. உட்கருவைச் சுற்றிப் பல சுற்றுப்பாதைகள் உள்ளன. இவற்றில் எலெக்ட்ரான்கள் சுற்றி வருகின்றன. ஒரு தனிமத்தின் வேதிப்புண்கள், அத்தனிம அணுவின் உட்கருவைச் சுற்றியுள்ள எலெக்ட்ரான்களையும், அவற்றின் அமைப்பையும் பொறுத்திருக்கிறது. கடைசிச் சுற்றுப் பாதையிலுள்ள எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை அத் தனிமத்தின் வலு எண்ணை நிர்ணயிக்கிறது. இவ்வாறு ஒருதனிம அணுவிலுள்ள எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை, அதன் உட்கருவிலுள்ள புரோட்டான்களின் எண்ணிக்கையைச் சார்ந்துள்ளது.

இவ்வாறு தனிம அணுவிலுள்ள எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கையை நிர்ணயிக்கும் வகையில், மின்னேற்றத்தை அளிக்கும் உட்கரு தனிமத்தின் வேதிப் பண்புகளை எவ்விதத்திலும் பாதிப்பதில்லை. அதாவது உட்கருவில் ஏற்படும் மாற்றங்கள் தனிம அணுவின் வேதிப்பண்புகளில் எவ்வித மாற்றத்தையும் ஏற்படுத்துவதில்லை. உட்கருவின் உள்ளமைப்பும், உட்கரு பங்கு கொள்ளும் வினைகளும், 'கதிரியக்கம்' என்ற பண்பின் மூலம் நன்கு விளக்கப்படுகிறது.

1896ஆம் ஆண்டு ஹென்றி பெக்கரல் (Henri Becquerel) என்ற விஞ்ஞானி கதிரியக்கத்தைக் கண்டுபிடித்தார். இது அறிவியலில் ஒரு மறுமலர்ச்சியை ஏற்படுத்தியது என்றே கூறலாம். இது அறிவியல், மருத்துவம், பொறியியல் போன்ற பல்வேறு துறைகளில் காணப்படும் பல பிரச்சினைகளுக்கு விடை காண உதவியது.

210-க்கு மேல் நிறை எண் கொண்ட சில கனமான தனிமங்கள் நிலையற்று விளங்குவதால், இவற்றின் உட்கருக்கள் சில கதிர்கள் அல்லது துகள்களை (radiations or particles) வெளிவிட்டுத் தாமாகச் சிதைவுறுகின்றன எனக் கண்டறியப்பட்டது. இவ்வாறு வெளிவரும் துகள்கள் அதிக இயக்க ஆற்றலைப் பெற்றிருப்பதால், இக் கதிர்கள் எந்த ஊடகத்தின் வழியாகவும் ஊடுருவிச் செல்லும் தன்மையைப் பெற்றிருக்கின்றன.

இவ்வாறு தனிம அணுக்களின் உட்கருவிலிருந்து கதிர்கள் தானுக வீசப்படுவதைக் கதிரியக்கம் என்பர். கதிரியக்கப் பண்பைப் பெற்றுள்ள பொருள்களைக் கதிரியக்கப் பொருள்கள் என்பர்.

துகள்களைக் கதிர்களாக வெளிவிடும் தனிமம் தானுகச் சிதைவடைகிறது. இச் சிதைவு தனிமம் தனித்து இருந்தாலும் அல்லது மற்ற தனிமங்களுடன் சேர்ந்து இருந்தாலும் நிகழ்கிறது. தனிமம் திண்ம, திரவ, வாயு அல்லது கரைசல் நிலைகளில் இருந்தாலும் இப் பண்பு வெளிப்படுகிறது. இச் சிதைவின் வேகம் கதிரியக்கப் பொருள்களின் தனிப்பட்ட பண்பாகக் கருதப் படுகிறது. வேதி வினைகளைப் போலல்லாமல், வெப்பநிலை, அழுத்தம் போன்ற காரணக் கூறுகள், கதிரியக்கச் சிதைவின் வேகத்தைப் பாதிப்பதில்லை.

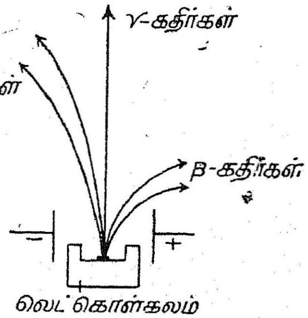
கதிரியக்கத்தனிமங்களின் சிதைவு வேகத்தை ஒப்பிடுவதற்கு 'அரை ஆயுட்காலம்' என்ற பண்பு பயன்படுத்தப் படுகிறது. எடுத்துக்கொண்ட பொருள் பாதியாகச் சிதைவடைவதற்கு ஆகும் நேரத்திற்கு அரை ஆயுட்காலம் (half life period) எனப்பெயர். சான்ருக ரேடியத்தின் அரை ஆயுட்காலம் 1650 வருடங்களாகும். அதாவது ஒரு கிராம் ரேடியம் 1650 வருடங்கள் கழித்து 0.5 கிராமாகச் சிதைவடையும். மீதமிருக்கும் 0.5 கிராம் அடுத்த 1650 வருடங்களில் 0.25 கிராமாகக் குறையும். இவ்வாறு ரேடியம் முழுவதும் சிதைவடைய எடுத்துக் கொள்ளப்படும் காலம் மிக அதிகமாகும்.

1896-ல் ஹென்ரி பெக்கெரெல் (Henry Becqueral) யுரேனியமும், அதன் உப்புகளும் தாமாகச் சிதைவடைந்து பல கதிர்களை வெளியிடுகின்றன எனக் கண்டறிந்தார். இக் கதிர்கள் புகைப்படத்தாளைப் பாதிக்கின்றன. இவ்வினை இருளிலும் நடைபெறுகிறது.

தனிமங்களின் இப் பண்பை உட்கருவைச் சார்ந்த வினைகளென்றும், அவற்றிற்குக் கதிரியக்கம் என்ற பெயரை அளித்ததற்கும், உரிய பெருமை க்யூரி அம்மையாருக்கும் பியரி க்யூரிக்கும் உரியது. யுரேனியத்தின் கனிமமான பிட்ச் ப்ளெண்டு (pitch blende) என்ற தாதுவிலிருந்து கிடைத்த தனிமங்களான தோரியம், பொலோனியம், ரேடியம் முதலியவைகளும் கதிரியக்கப் பண்பு கொண்டவை என நிருபிக்கப்பட்டது.

கதிரியக்கக் கதிர்கள் (Radioactive Rays)

கதிரியக்கக் கதிர்களின் பண்புகளை ஆராய்ந்து வெளியிட்டவர் ருதர்ஃபோர்டு என்ற விஞ்ஞானியாவார். ஒரு லெட் (lead) பெட்டியில் ரேடியம் போன்ற கதிரியக்கப் பொருளை வைத்தபோது மூவகைக் கதிர்கள் வெளியாகின்றன. இவைகள், (1) ஆல்ஃபாக்காதிர்கள், (2) பீட்டாக்காதிர்கள், (3) காமாக்கதிர்கள் என மூன்று வகைப்படும். இக் கதிர்களின் பண்புகள் காந்தப் புலம் அல்லது மின் புலத்தை உபயோ



படம் 14.
கதிரியக்கக் கதிர்கள்

கித்துக் கண்டறியப்பட்டது. கதிரியக்கப் பொருளை மின் புலத்தில் வைத்தால், ஒருவகைக் கதிர்கள் மின்புலத்தின் எதிர் முனையை நோக்கி வளைகின்றன. எனவே, இக் கதிர்கள் நேர்மின் தன்மை யுடையன. இவற்றை ஆல்ஃபாக் கதிர்கள் என வழங்குகிறோம். மற்றொரு வகைக் கதிர்கள் மின் புலத்தின் நேர் மின் முனையை நோக்கி வளைகின்றன. இவை பீட்டாக் கதிர்கள் என வழங்கப்படுகின்றன. இக் கதிக்கள் எதிர் மின் தன்மை யுடையவை. இவ்விருவகைக் கதிர்களைத் தவிர, மற்றொரு வகைக் கதிர்கள் மின் புலத்தினால் பாதிக்கப் படாது நேராகச் செல்கின்றன. இவை மின்னேற்ற மற்ற கதிர்களாகும். இவ்வகைக் கதிர்கள் காமாக் கதிர்கள் என வழங்கப்படுகின்றன.

இக் கதிர்களின் பண்புகளைக் கீழ்க்கண்டவாறு ஆராய்வோம்:

(1) ஆல்ஃபாக் கதிர்கள் (α—துகள்கள்)

இவை நேர் மின்னேற்றமுடைய துகள்கள். α துகள்களை ஹீலியம் அயனிகள் (He^{2+}) எனவும் கூறலாம். எனவே, ஹீலி

யம் அயனியைப்போல் α துகள்களில் இரண்டு அலகு நேர் மின்னேற்றமும், நான்கு அலகு நிறையும் உள்ளது. கதிரியக்கப் பொருளிலிருந்து வீசப்படும் இவ் α—துகள்கள் ஒளியின் வேகத்தில் (3×10^{10} செ.மீ/வி) பத்தில் ஒரு பங்கைப் பெற்றிருக்கின்றன. α துகள்கள் செல்லும் பாதையிலுள்ள வாயு அணுக்களை அயனிகளாகச் செய்கின்றன. அவற்றை மின்சாரத்தைக் கடத்தும் தன்மையுடையவைகளாகச் செய்கின்றன. இவை பொருள்களின் குறைந்த அளவே ஊடுருவிச் செல்லுகின்றன. இவை சில மில்லி மீட்டர் அளவே அலுமினியத் தகட்டினுள் பாய்கின்றன. இவற்றை $_2He^4$ எனக் குறிக்கிறோம்.

(2) பீட்டாக் கதிர்கள் (β கதிர்கள்)

இவை ஏறக்குறைய ஒளியின் வேகத்தைப் பெற்று வேகமாகப் பாய்ந்து செல்லும் கதிர்கள். இவை எதிர் மின்னேற்றம் கொண்டவை. இவற்றை எலெக்ட்ரான் கற்றைகள் எனக் கருதுகிறோம். β கதிர்கள் அளவில் மிகச் சிறியனவாக இருப்பதாலும், ஒளியின் வேகத்தைப் பெற்றிருப்பதாலும், தாங்கள் செல்லும் ஊடகத்தின் வழியாக, α—கதிர்களைக் காட்டிலும் அதிக அளவு வேகமாக ஊடுருவிச் செல்லுகின்றன. இவை செல்லும் ஊடகத்திலுள்ள வாயுக்களை அயனியாக்குவதில்லை. இவற்றின் அயனியாக்கும் தன்மை α—துகள்களைவிடக் குறைவு. இவை பல சென்டி மீட்டர் அளவு அலுமினியத் தகட்டினுள் பாய்ந்து செல்கின்றன.

(3) காமாக் கதிர்கள் (γ கதிர்கள்)

இவை மின்னேற்றமற்றவை. இவை மின் அல்லது காந்தப் புலத்தினால் விலக்கம் அடைவதில்லை. இவை X—கதிர்களுடன் ஒப்பிடப்படுகின்றன. காமாக் கதிர்களின் அலைவு நீளம் (wave length) குறைவாக உள்ளது. காமாக் கதிர்கள் ஒளியின் வேகத்தில் செல்கின்றன. γ—கதிர்கள் மற்ற இரு கதிர்களைக் காட்டிலும், அதிக அளவு பொருள்களின் ஊடே பாய்ந்து செல்கின்றன. இவற்றால் பல சென்டிமீட்டர்கள் அளவு லெட் உலோகத்தின் ஊடே பாய்ந்து செல்ல முடியும். இவற்றின் அயனியாக்கும் சக்தி மிகக் குறைவு,

ரூதர்ஃபோர்டு என்ற விஞ்ஞானி, கதிரியக்கத் தனிமங்களின் உட்கருக்கள் நிலையற்றவை யென்றும், அவை α அல்லது β கதிர்களை வெளியிட்டுத் தாமாகச் சிதைவடைகின்றன என்னும் கருத்தை வெளியிட்டார். இத்தகைய சிதைவு வினை

முடிவில் ஒரு நிலையான விளைபொருள் உண்டாகும் வரையில் தொடர்ந்து நடைபெறும். இவ்வாறு முடிவில் உண்டாகும் விளைபொருள் லெட்டின் ஐசோடோப்பாக இருக்கும்.

கதிரியக்கத் தனிமம் ஓர் ஆல்ஃபாத்துகளை வெளியிட்டால், கிடைக்கும் விளைபொருளின் மின்னேற்றம் இரண்டு அலகு குறைந்தும், எடை நான்கு அலகு குறைந்தும் காணப்படுகிறது. இதனால் இப் புதிய விளைபொருள் தனிம வரிசை அட்டவணையில் இரண்டு இடங்கள் பின்னோக்கிச் செல்கிறது. பீட்டாக்கதிர் வெளியிடப்பட்டால் கிடைக்கும் விளைபொருளின் எடையில் எவ்வித மாற்றமும் ஏற்படுவதில்லை. ஆனால் அதன் மின்னேற்றம் ஓர் அலகு அதிகரிக்கிறது. இதனால், தனிம வரிசை அட்டவணையில் முன்னோக்கி நகர்ந்து ஓர் உயர்ந்த தொகுதியைப் பெறுகிறது. காமாக் கதிர்கள் வெளியேறுவதால் எவ்வித மாற்றமும் ஏற்படுவதில்லை.

கீழ்க்காணும் அட்டவணை இம் மாற்றங்களை விளக்குகிறது:

வெளியிடப்படும் துகள்	அணு எண்	நிறை எண்
ஆல்ஃபாத் துகள்	இரண்டு அலகு குறைகிறது	நான்கு அலகு குறைவு ஏற்படுகிறது
பீட்டாத் துகள்	ஓர் அலகு அதிகரிக்கிறது	மாற்றமில்லை
காமாத் துகள்	மாற்றமில்லை	மாற்றமில்லை

இவ்வாறு கதிரியக்கத் தனிம அணு ஒன்றிலிருந்து ஆல்ஃபாத் துகள் அல்லது பீட்டாத் துகள் வெளிவிடப்படுவதால் புதியதொரு தனிம அணு உண்டாகிறது. இம் முறையில் ஒரு தனிமம் மற்றொன்றாக மாறும் பண்புக்குத் தனிம மாற்றம் (transmutation) எனப்பெயர்.

கதிரியக்கத்தின் சிறப்புப் பண்புகள்

(1) கதிரியக்கம் மீள்தன்மையற்ற உட்கருவைச்சார்ந்த வினையாகும். இவ்வினை, வெப்பநிலை, அழுத்தம், ஒளி

கீழ்க்காணும் அட்டவணை கதிரியக்கக் கதிர்களின் பண்புகளை ஒப்பிட்டுக் காட்டுகிறது:

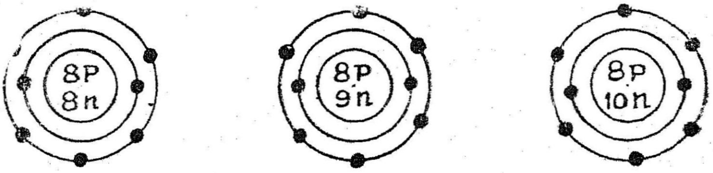
கதிர்கள்	மின் காந்தப் புலத்தில் விளைவு	ஒளியின் வேகத்துடன் ஒப்பிடல்	ஊடுருவிச் செல்லும் தன்மை	அயனியாக்கும் தன்மை	சிங்க் சல்ஃபைடு	ஒளிபடத் தகடு
α— கதிர்கள்	பாதிக்கப் படுகிறது	ஒளியின் வேகத்தில் $\frac{1}{10}$ பங்கு	மிதம்	அதிகம்	தகட்டை ஒளிரச் செய்கிறது	தகடு பாதிக்கப் படுகிறது.
β— கதிர்கள்	பாதிக்கப் படுகிறது	30%லிருந்து 100% வரை மாறுகிறது	α-துகள்களை விட 100 பங்கு அதிகம்	குறைவு	ஒளிரச் செய்தல் குறைவு	அதிக அளவு பாதிக்கப் படுகிறது.
γ— கதிர்கள்	பாதிக்கப் படுவதில்லை	ஒளியின் வேகத்தைப் பெற்றுள்ளன.	மிக அதிகம்	மிகக் குறைவு	ஒளிரச் செய்தல் குறைவு	குறைந்த அளவு பாதிக்கப் படுகிறது.

போன்ற சூழ் நிலைகளினால் பாதிக்கப்படுவதில்லை. எனவே, கதிரியக்கம் வேதி வினைகளிலிருந்து மாறுபட்டு விளங்குகிறது. (2) கதிரியக்க வினையில் உண்டாகும் ஆற்றல் மாற்றங்கள் ஒரு வேதி வினையில் உள்ளதைவிட பலமடங்கு அதிகமாக உள்ளது. (3) மிக அதிகமான புரோட்டான்களும், நியூட்ரான்களும் உள்ளதால், யூரேனியம், தோரியம் போன்ற கனமான தனிம அணுக்களின் உட்கருக்கள் நிலையற்றவையாக உள்ளன. இக் கதிரியக்கத் தனிமங்கள் 82-க்கு மேல் அணு எண்ணையும், 206-க்குக் குறைந்த நிறை எண்ணையும் பெற்றிருக்கின்றன. (4) இவ்வினையின் போது கதிரியக்கத் தனிமத்தின் நிலையற்ற உட்கரு தானாகச் சிதைவடைந்து α அல்லது β துகள்களை வெளிவிடுகின்றன, இதனால் வேறுபட்ட இயற்பியல், வேதிப்பண்புகளையுடைய பல புதிய தனிமங்கள் தோன்றுகின்றன.

ஐஸோடோப்புகள் (Isotopes)

ஆக்சிஜன் மூன்று வித அணுக்களைப் பெற்றிருக்கிறது. இவை 16, 17, 18 என்ற நிறை எண்களைப் பெற்றிருக்கிறது. இவற்றின் அணு எண்கள் சமமாக உள்ளன (8). இவற்றின் அணு எண்கள் சமமாக உள்ளதால், இத் தனிம அணுக்களில் சம எண்ணிக்கையுள்ள எலெக்ட்ரான்கள், புரோட்டான்கள் இருக்கின்றன. இவற்றின் நியூட்ரான்களின் எண்ணிக்கை மாறுபட்டிருக்கிறது. முறையே 8,9,10 நியூட்ரான்கள் உள்ளன. ஆக்சிஜனின் இம் மூன்று அணுக்களுக்கும் ஐசோடோப்புகள் எனப் பெயர்.

ஆக்சிஜனின் ஐசோடோப்புகள் கீழ்க்கண்டவாறு

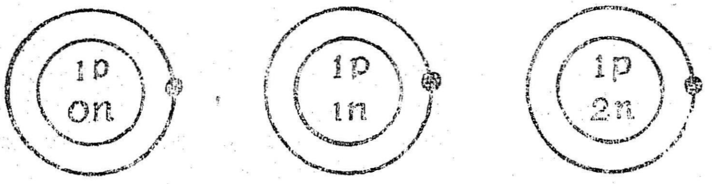


படம் 15.

ஆக்சிஜனின் ஐஸோடோப்புகள்

புரோட்டான், எலெக்ட்ரான் இவற்றைப் பெற்று, நியூட்ரான்களின் எண்ணிக்கையில் மாறுபட்டு விளங்குகின்றன.

ஹைட்ரஜனின் ஐசோடோப்புகள் கீழ்க்கண்ட அமைப்புகளைப் பெற்றுள்ளன:



படம் 16.

ஹைட்ரஜனின் ஐஸோடோப்புகள்

இயற்கையில் கிடைக்கும் யுரேனியம் (அணு எண் 92) 238 என்ற நிறை எண்ணைப் பெற்றுள்ளது. இத்துடன் சிறிதளவு நிறை எண் 235 உள்ள ஐசோடோப்பும் கலந்துள்ளது. U^{235} சிறந்த கதிரியக்கத் தனிமமாக விளங்குகிறது.

ஒரு தனிமத்தின் வேதிப்பண்புகள் அத் தனிமத்தின் எலெக்ட்ரான் அமைப்பைப் பொறுத்துள்ளது. ஐசோடோப்புகள் யாவும் சமமான அணு எண்களைப் பெற்றிருப்பதால் இவற்றின் எலெக்ட்ரான் அமைப்புகள் ஒரே மாதிரியாக உள்ளன. அதனால் ஐசோடோப்புகள் வேதிப் பண்புகளில் மாறுவதில்லை. இவற்றின் நிறை எண்கள் வேறுபட்டிருப்பதால். இயற்பியல் முறைகளைப் பயன்படுத்தித்தான் ஐசோடோப்புகளைப் பிரிக்க முடியும்.

எல்லாத்தனிமங்களும் ஐசோடோப்புகளைப் பெற்றிருக்கின்றன. இயற்கையில் காணப்படும் சில தனிமங்கள், பல ஐசோடோப்புகளின் கலவைகளாக உள்ளன. இத் தனிமங்களின் அணு எடைகள், இவற்றின் ஐசோடோப்புகளின் எடைகளின் சராசரியாகும். ஒவ்வொரு ஐசோடோப்பின் எடையும், அது கிடைக்கும் அளவுக்கேற்ப மாறும். இதனால்தான் பல தனிமங்கள் பின்ன அணு எடைகளைக் கொண்டுள்ளன.

சில தனிமங்களின் ஐசோடோப்புகளிலுள்ள புரோட்டான்களின் (p) எண்ணிக்கை, எலெக்ட்ரான்களின் (e) எண்ணிக்கை நியூட்ரான்கள் (n) ஆகியவற்றைக் கீழ்க்கண்ட அட்டவணை விளக்குகிறது:

தனிமம்	ஐசோடோப்பு	நிறை எண் (A)	அணு எண் (Z)	புரோட்டான் = எலெக்ட்ரான் எண்ணிக்கை	நியூட்ரான்களின் எண்
ஹைட்ரஜன்	H^1	1	1	1	0
	H^2	2	1	1	1
	H^3	3	1	1	2
கார்பன்	C^{12}	12	6	6	6
	C^{13}	13	6	6	7
	C^{14}	14	6	6	8
ஆக்சிஜன்	O^{16}	16	8	8	8
	O^{17}	17	8	8	9
	O^{18}	18	8	8	10
குளோரின்	Cl^{35}	35	17	17	18
	Cl^{37}	37	17	17	20
	Cl^{39}	39	17	17	22
யுரேனியம்	U^{234}	234	92	92	142
	U^{235}	235	92	92	143
	U^{238}	238	92	92	146

வினாக்கள்

1. கீழ்க்கண்டவற்றை எடுத்துக் காட்டுகளுடன் விளக்குக: ஐசோடோப்பு (2) அணு எண் (3) நிறை எண்.

2. கீழ்க்கண்ட தனிமங்களின் எலெக்ட்ரான் அமைப்பைப் படங்களின் மூலம் விளக்கிக் காட்டுக:

   (a) ஆர்கான்; (b) காப்பர்; (c) அயர்ன்; (d) சல்ஃபர்; (e) குளோரின்; (f) சிலிக்கன்; (g) பாஸ்ஃபரஸ்; (h) அலுமினியம்; (i) மக்னீசியம்; (j) நியான்.

3. அணுவின் உள்ளமைப்பைப் பற்றிச் சுருக்கமாக விவரி.

4. கதிரியக்கம் என்றால் என்ன? கதிரியக்கத் தனிமங்கள் வெளிவிடும் மூன்று வகைக் கதிர்களின் பண்புகளை விளக்கிக் கூறு.

5. கீழ்க்கண்ட தனிமங்களிலுள்ள எலெகட்ரான்கள், புரோட்டான்கள், நியூட்ரான்கள் ஆகியவற்றின் எண்ணிக்கையைக் கூறு:

   (a) போரன்; (b) பெரிலியம்; (c) ஹீலியம்; (d) நைட்ரஜன்; (e) காப்பர்; (f) அயர்ன்; (g) சல்ஃபர்.

6. ஐசோடோப்புகள் என்றால் என்ன? கீழ்க்கண்ட தனிமங்களின் ஐசோடோப்புகளின் அமைப்பை விவரி:

   (a) ஹைட்ரஜன் (H^1, H^2, H^3); (b) குளோரின் (Cl^{35}, Cl^{37}, Cl^{39}); (c) கார்பன் (C^{12}, C^{13}, C^{14}); (d) ஆக்சிஜன் (O^{16}, O^{17}, O^{18})

7. இணைதிறனைச் சார்ந்த எலெக்ட்ரான் கோட்பாடு

(Electronic Theory of Valence)

ஒரு தனிமம் மற்றொரு தனிமத்துடன் இணைவதற்குப் பெற்றிருக்கும் ஆற்றல் இணை திறன் எனப்படும். ஒரு தனிமத்தின் இணை திறன் என்பது அத் தனிமத்தின் ஓர் அணுவுடன் கூடும் ஹைட்ரஜன் அல்லது குளோரின் அணுவின் எண்ணிக்கையாகும். தனிமங்களின் இணைதிறனை விளக்குவதற்குப் பல முயற்சிகள் செய்யப்பட்டன.

1916ஆம் ஆண்டு கோஸல் (Kossel), லூயி (Lewis) என்ற இரு விஞ்ஞானிகள் முதன் முறையாகத் தனிமங்களின் இணை திறனுக்கு விளக்கம் தந்தனர். பின்னர் லாங்ம்யூர் (Langmuir) என்ற விஞ்ஞானி அணுவின் உள்ளமைப்பின் மூலம் இணைதிறனை விளக்கினார். எலெக்ட்ரான் கோட்பாடு மூலம் இணைதிறனை விளக்க முடியும் என்ற தற்காலக் கருத்து சிட்ஜ்விக் (Sidgwick) என்பவரால் வெளியிடப்பட்டது. இந்தக் கருத்து இணைதிறனைச்சார்ந்த எலெக்ட்ரான் கோட்பாடு என்று வழங்கப்படுகிறது.

ஒரு தனிம அணுவில் உள்ள, குறிப்பாகக் கடைசி வெளி ஷெல்லிலுள்ள எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை அத் தனிமத்தின் வேதிப்பண்புகளை நிர்ணயிக்கின்றன. கடைசி வெளி ஷெல் 'இணைதிறன் ஷெல்' (Valency Orbit) எனப்படுகின்றது. வெளி ஷெல்லில் உள்ள எலெக்ட்ரான்களை "இணை திறன் எலெக்ட்ரான்கள்" (Valency electrons) என்று வழங்குகிறோம். தனிமங்களின் இணைதிறனை நிர்ணயிப்பது அவற்றின் வெளிஷெல்லில் உள்ள எலெக்ட்ரான்கள் ஆகும். இந்த எலெக்ட்ரான்களே அணுக்கள் கூடும் நிகழ்ச்சியில் பங்குபெறுகின்றன.

தனிம வரிசை அட்டவணையில் (Periodic Table) பூச்சியத் தொகுதியில் உள்ள (Zero group) தனிமங்களான ஹீலியம், நியான், ஆர்கான், க்ரிப்டான், செனுன், ரேடான் போன்ற மந்தவாயுக்கள் எத் தனிமத்துடனும் இணையும் தன்மையற்று இருக்கின்றன. இவற்றின் மூலக் கூறுகள் ஓரணு மூலக்கூறு களாகும் (monoatomic). இவ் வாயுகள் வேதிவினையில் பங்கு பெற முடியாமல் இருப்பதற்குக் காரணம் இத் தனிம அணுக் களின் எலெக்ட்ரான் அமைப்புகளேயாகும். மந்த வாயுக் கள் ஒரு பொதுவான எலெக்ட்ரான் அமைப்பைப் பெற்றுள் ளன. அவற்றின் எல்லா ஷெல்களும் மிக அதிகப்படியான எலெக்ட்ரான்களைப் பெற்று பூரித நிலையில் உள்ளன. மந்த வாயுக்களின் அணுக்களின் கடைசி வெளி ஷெல்லில் (Outer most orbit) இரண்டு அல்லது எட்டு எலெக்ட்ரான்கள் உள்ளன. ஹீலியம் இரண்டு எலெக்ட்ரான்களையும், மற்ற தனிமங்கள் எட்டு எலக்ட்ரான்களையும் பெற்றுள்ளன He(2); Ne—(2,8); Ar (2,8,8). இத்தகைய எலெக்ட்ரான் அமைப்புக்குப் பூரித எலெக்ட்ரான் அமைப்பு (Saturated electronic configuration) அல்லது நிலையான எலெக்ட்ரான் அமைப்பு (Stable electronic configuration) அல்லது மந்த வாயு அமைப்பு (inert gas configuration) எனப் பெயர். இவ்வித நிலையான எலெக்ட்ரான் அமைப்பைப் பெற்றிருப்பதால்தான் மந்த வாயுக்கள் மற்றத் தனிமங்களுடன் வினைபுரிவதில்லை.

மற்ற தனிமங்கள் தங்களின் கடைசி வெளி ஷெல்லில் இரண்டு அல்லது எட்டு எலெக்ட்ரான்களுக்குக் குறைவாகப் பெற்றுள்ளன. இதனுல் இவ்வணுக்களில் குறைந்த அளவு ஒரு நிறைவுரு ஷெல் இருக்கிறது. இவ்வாறு நிறைவுரு எலெக்ட்ரான் அமைப்பைப் பெற்றுள்ள தனிமங்கள் மந்த வாயுக்களின் நிலையான எலெக்ட்ரான் அமைப்பைப் பெற முயல்கின்றன. அவ்வாறு செய்யும்போது அத் தனிமங்கள் வேதிவினையில் பங்கு பெறுகின்றன. வினைபடும் தனிம அணுக்கள் தங்கள் கடைசி வெளிச்சுற்றுப் பாதையில் உள்ள எலெக்ட்ரான்களை இழந்தோ, அல்லது அச் சுற்றுப் பாதையில் எலெக்ட்ரான்களை ஏற்ருே, மந்த வாயுக்களின் எலெக்ட்ரான் அமைப்பான இரண்டு அல்லது எட்டு எலெக்ட்ரான் களைப் பெறுகின்றன. பெரும்பாலும் எட்டு எலெக்ட்ரான் களைத்தான் அடைகின்றன. எனவே, இதற்கு எட்டெண் கோட்பாடு என்றும் பெயர். எலெக்ட்ரான் கொள்கைப்படி இணைதிறனுக்குப் பின்வருமாறு வரைவிலக்கணம் கூறலாம்:

நிலையான எலெக்ட்ரான் அமைப்பைப் பெற ஓர் அணு இழக்கும் அல்லது ஏற்றுக்கொள்ளும் எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கையே அதன் இணைதிறனாகும்.

இவ்வாறு இழக்கப்படும், அல்லது ஏற்கப்படும் எலெக்ட்ரானின் எண்ணிக்கையைக் கொண்டு தனிமங்களின் இணை திறன்கள் 1, 2, 3 என விளக்கப்படுகின்றன. சோடியம் ஓர் எலெக்ட்ரானை இழக்கிறது. எனவே அதன் இணைதிறன் = 1. மக்னீசியம் இரண்டு எலெக்ட்ரான்களை இழக்கிறது. அதன் இணைதிறன் = 2. குளோரின் ஓர் எலெக்ட்ரானை ஏற்கிறது. ஆகவே, அதன் இணைதிறன் = 1.

கீழ்க்கண்ட முறைகளில் ஓர் அணு மந்த வாயுவின் நிலையான எலெக்ட்ரான் அமைப்பைப் பெறுகிறது: (a) ஓர் அணுவிலிருந்து மற்றோர் அணுவிற்கு எலெக்ட்ரான்கள் மாற்றப்படுதல், (b) அணுக்கள் தங்களுக்கிடையே சம எண்ணிக்கையுள்ள எலெக்ட்ரான்களைப் பங்கிட்டுக் கொள்ளுதல்.

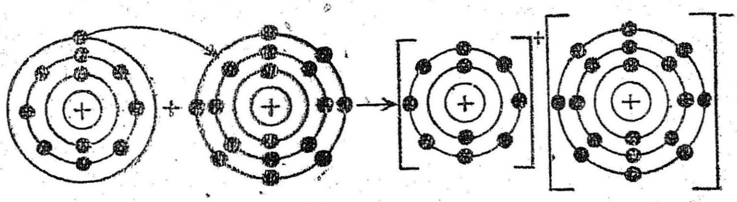
இம் முறைகளினால் ஏற்படும் வேதிக் கூடுகை மூன்று வகைப் பிணைப்புகளைத் தோற்றுவிக்கிறது: (1) அயனிப்பிணைப்பு (Ionic Bond) அல்லது மின் வலுப் பிணைப்பு (Electrovalent Bond); (2) சமவலுப் பிணைப்பு (Covalent Bond); (3) ஈதல் பிணைப்பு (Coordinate Bond)

1. அயனிப் பிணைப்பு (Electrovalence)

வேதிவினை ஏற்படுவதற்குக் காரணம், தனிமங்கள் நிலையான எலெக்ட்ரான் அமைப்பைப் பெறும் தன்மை பெற்றிருப்பதுதான் என அறியப்பட்டது. வேதி வினையின் போது வினைப்படும் தனிமை அணுக்களில் ஒன்றிலிருந்து மற்றொன்றிற்கு எலெக்ட்ரான்கள் முழுமையாக மாற்றம் அடையும் போது, அவ்வணுக்களுக் கிடையே உண்டாகும் பிணைப்பு அயனிப் பிணைப்பு எனப்படுகிறது. இச் செயலினால் பிணைப்பில் பங்கு பெறும் இருவகை அணுக்களும் நிலையான எலெக்ட்ரான் அமைப்பைப் பெறுகின்றன.

சான்றாக, சோடியம் குளோரைடு உண்டாவதைக் கவனிப்போம். சோடியத்தின் எலெக்ட்ரான் அமைப்பு —(2, 8, 1). குளோரின் எலெக்ட்ரான் அமைப்பு — (2, 8, 7). சோடியம் நிலையான எலெக்ட்ரான் அமைப்பைப் பெற தன்னுடைய வெளி ஷெல்லிலிருந்து ஓர் எலெக்ட்ரானை இழக்க வேண்டும்.

குளோரின் தன்னுடைய கடைசி வெளி ஷெல்லில் ஓர் எலெக்ட்ரானை ஏற்றால் நிலையான எலெக்ட்ரான் அமைப்பைப் பெறமுடியும். எனவே, சோடியம் தன் கடைசி சுற்றுப் பாதையிலுள்ள ஓர் எலெக்ட்ரானை முழுமையாகக் குளோரினுக்கு மாற்றுகிறது. இவ்வாறு ஓர் எலெக்ட்ரானை இழப்பதால் சோடியம் நியான் எலெக்ட்ரான் அமைப்பைப் (2, 8) பெறுகிறது. குளோரின் ஓர் எலெக்ட்ரானை ஏற்று ஆர்கான் எலெக்ட்ரான் அமைப்பைப் (2, 8, 8) பெறுகிறது.



படம் 17.
அயனிப் பிணைப்பு

இவ்வாறு எலெக்ட்ரான் மாற்றம் நடப்பதற்கு முன் இரு தனிம அணுக்களும் மின்னேற்ற மற்று இருந்தன, இவ்வினையின்போது அவற்றின் மின் நடுநிலைமை (electrical neutrality) இழக்கப்பட்டுவிட்டது. ஓர் எலெக்ட்ரானை இழந்த பிறகு சோடியம் அணுவில் (10) எலெக்ட்ரான்களும், (11) புரோட்டான்களும் உள்ளன. இவ்வாறு அதிகமாக உள்ள ஒரு புரோட்டான் சோடியத்திற்கு ஒரு நேர்மின் சக்தியை அளிக்கிறது, இதனால் சோடியம் அணு, நேர்மின் தன்மையுள்ள சோடியம் அயனியாக (ion) மாறுகிறது. அதிகமாக ஓர் எலெக்ட்ரானை ஏற்ற குளோரின் அணு, ஓர் எதிர் மின் தன்மையுள்ள குளோரைடு அயனியாக மாறுகிறது. எலெக்ட்ரான்களை இழந்து அல்லது ஏற்று உண்டாகும் மின்னேற்றமுள்ள துகள்கள் அயனிகள் எனப்படுகின்றன.

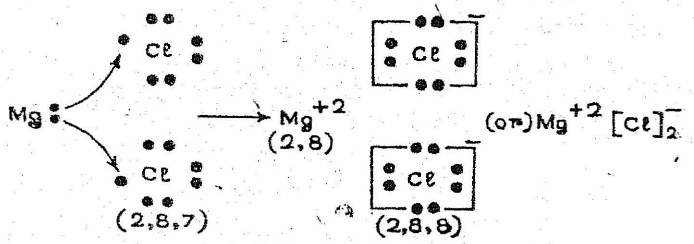
இவ் வினையைக் கீழ்க் கண்டவாறும் காட்டலாம் :

$Na \xrightarrow{-1e^-} Na^+$; $Cl \xrightarrow{+1e^-} Cl^-$ இவ்வாறு எதிர் அயனிகளுக்கிடையே மிக்க சக்தி வாய்ந்த நிலை மின்கவர் விசைகள் (electrostatic attractive forces) உண்டாகி, ஒரு மூலக்கூறு சோடியம் குளோரைடு பெறப்படுகிறது.

நேர் மின் தன்மையுள்ள ஓர் உலோக அணுவிலிருந்து எதிர் மின் தன்மையுள்ள ஓர் அலோக அணுவிற்கு எலெக்ட்ரான்கள் முழுமையாக மாற்றம் அடையும்போது உண்டாகும்

பிணைப்பு அயனிப் பிணைப்பு எனப்படுகிறது. இவ்வாறு உண்டாகும் சேர்மங்கள், அயனிச் சேர்மங்கள் (ionic compounds), அல்லது மின் வலுச் சேர்மங்கள் (electrovalent compounds), அல்லது துருவ குணமுள்ள சேர்மங்கள் (polar compounds) என்று வழங்கப்படுகின்றன. இவ் வினையில் சோடியம் + 1 என்ற இணைதிறனையும், குளோரின் −1 என்ற இணைதிறனையும் காட்டுகின்றன. இந்த (+), (−) குறிகள் முறையே தனிமங்களின் எலெக்ட்ரான்களை இழக்கும் அல்லது ஏற்கும் தன்மையைக் காட்டுகின்றன. இக் குறிகளை யடுத்து வரும் எண்கள் இழக்கப்பட்ட அல்லது ஏற்கப்பட்ட எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கையைக் குறிக்கின்றன.

மக்னீசியம் குளோரைடு அயனிச் சேர்மத்திற்கு மற்றோர் எடுத்துக்காட்டாகும். மக்னீசியத்தின் எலெக்ட்ரான் அமைப்பு (2,8,7). மக்னீசியம் இரண்டு குளோரின் அணுக்களுக்கு இரண்டு எலெக்ட்ரான்களை இழக்கிறது. இதனால் மக்னீசி-



படம் 18.

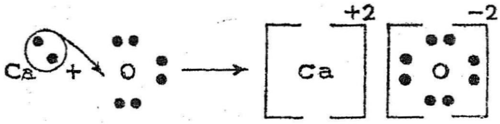
மக்னீசியம் குளோரைடு உண்டாதல்

யம் நியானின் எலெக்ட்ரான் அமைப்பைப் (2,8) பெறுகிறது. இப்போது மக்னீசியத்திலுள்ள இரண்டு அதிகமான புரோட்டான்கள் மக்னீசியத்திற்கு இரு நேர் மின் தன்மையை அளிக்கின்றன. ஒவ்வொரு குளோரின் அணுவும் ஓர் எலெக்ட்ரானை ஏற்று ஆர்கானின் அமைப்பைப் (2,8,8) பெறுகின்றது.

$$Mg \xrightarrow{-2e} Mg^{++} \quad ; \quad 2\,Cl \xrightarrow{+2e} 2\,Cl^{-}$$

கால்சியம் ஆக்சைடு மின் வலுப்பிணைப்பைக் கொண்டுள்ளது. கால்சியத்தின் எலெக்ட்ரான் அமைப்பு: (2, 8, 8, 2). ஆக்சிஜனின் எலெக்ட்ரான் அமைப்பு: (2,6). கால்சியத்திலிருந்து இரு எலெக்ட்ரான்கள் முழுமையாக ஆக்சிஜனுக்கு மாற்றப்பட்டுக் கால்சியம் ஆக்சைடு உண்டாகிறது.

மக்னீசியம் சல்ஃபைடும் அயனிப்பிணைப்பின் மூலமே தோன்றுகிறது. சல்ஃபரின் எலெக்ட்ரான் அமைப்பு (2,8,6). மக்னீசியத்திலிருந்து இரண்டு எலெக்டரான்கள் முழுமையாகச்



படம் 19.

கால்சியம் ஆக்ஸைடு உண்டாதல்

சல்ஃபருக்கு மாற்றப்பட்டு, இவ்விரு தனிமங்களும் மந்த வாயுவின் எலெக்ட்ரான் அமைப்பைப் பெறுகின்றன. மக்னீசியம், மக்னீசியம் அயனியாகவும் (Mg^{++}), சல்ஃபர், சல்ஃபைடு அயனியாகவும் (S^{--}) மாற்றப்படுகின்றன. மக்னீசியத்தின் மின் இணைதிறன் + 2 ஆகும். சல்ஃபர் — 2 என்ற மின் வலுஎண்ணைப் பெற்றிருக்கிறது.

மின் வலுப்பிணைப்பு கொண்ட மற்ற சேர்மங்கள்:
மக்னீசியம் ஆக்சைடு, லித்தியம், ஃப்ளுரைடு முதலியன.

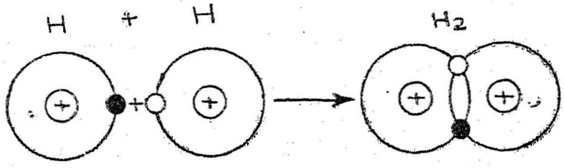
அயனிச் சேர்மங்களின் பண்புகள்

(1) அயனிச் சேர்மங்களில் அயனிகளெல்லாம் உறுதியான முறையில் நிலை மின் கவர்ச்சியால் பிணைக்கப்பட்டுள்ளதால் இவற்றின் கொதிநிலையும், உருகுநிலையும் அதிகமாக இருக்கின்றன. சோடியம் குளோரைடு 800° C-ல் உருகுகிறது. (2) இவை யாவும் நீரில் கரைகின்றன; ஆனால் கரிமக் கரைப்பான்களில் (organic solvents) கரைவதில்லை. (3) அயனிச் சேர்மங்கள் நீரில் கரையும் போதும், உருகிய நிலையிலும் அயனிகளாக மாறுவதால் இவற்றின் கரைசல்கள் மின்சாரத்தைக் கடத்துகின்றன.

(2) சமவலுப்பிணைப்பு அல்லது சக பிணைப்பு (Covalent bond)

சக பிணைப்பு உண்டாக, பிணைப்பில் சம்பந்தபட்ட இரண்டு அணுக்கள் ஒவ்வொன்றும் ஓர் எலெக்ட்ரானைக் கொடுக்கின்றன. இவ்விதம் அளிக்கப்பட்ட இரண்டு எலெக்ட்ரான்களை இரண்டு அணுக்களும் சமமாகப் பகிர்ந்து கொள்கின்றன.

இரண்டு ஹைட்ரஜன் அணுக்களிலிருந்து ஒரு ஹைட்ரஜன் மூலக்கூறு உண்டாவதைக் கவனிப்போம். இங்குப் பிணைப்பில் பங்கு பெறும் இரு அணுக்களும் எலெக்ட்ரானை இழப்பதற்கு அல்லது பெறுவதற்குச் சமமான தன்மைப் பெற்றிருப்பதால், ஓர் அணுவிலிருந்து மற்றொன்றிற்கு எலெக்ட்ரான்கள் மாற்றப்படுவதில்லை. ஒவ்வோர் அணுவும் ஓர் எலெக்ட்ரானைக் கொடுக்கிறது. இவ்வாறு கொடுக்கப்பட்ட இரு எலெக்ட்ரான்களும் இரு அணுக்களுக்கும் இடையே சமமாகப் பகிர்ந்து கொள்ளப் படுகின்றன. இதனால் இரண்டு ஹைட்ரஜன் அணுக்களும் ஹீலியத்தின் எலெக்ட்ரான் அமைப்பைப் பெறுகின்றன. இவ்வாறு பகிர்ந்து கொள்ளப்பட்ட இரு எலெக்ட் ரான்களும் இரண்டு அணுக்களிலும் முதல் ஷெல்லிலேயே உள்ளன.



படம் 20.

ஹைட்ரஜன் மூலக்கூறு உண்டாதல்

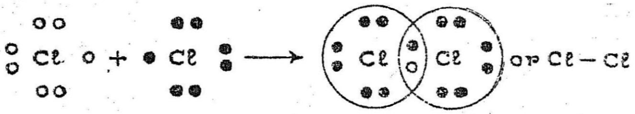
இங்கு எலெக்ட்ரான்கள் ஓர் அணுவிலிருந்து மற்றொன்றிற்கு மாற்றப் படுவதில்லையாதலால், அயனிகள் உண்டாவதில்லை. இரண்டு அணுக்களுக்கிடையேயுள்ள இரு எலெக்ட்ரான்கள் ஒரு கோடு — மூலம் குறிக்கப் படுகின்றன. இக் கோட்டிற்கு ஒற்றைப் பிணைப்பு (single bond) என்று பெயர். இது பிணைப்பில் ஈடுபட்டுள்ள ஒவ்வோர் அணுவும் ஓர் எலெக்ட்ரானை அளித்து உண்டான எலெக்ட்ரான் இணையைக் காட்டுகிறது. ஒரு மூலக்கூறு ஹைட்ரஜனை H—H எனக் குறிக்கலாம்.

இவ்வாறு இரு அணுக்களுக்கிடையே எலெக்ட்ரான்கள் பகிர்ந்து கொள்ளப்படுவதால் உண்டாகும் பிணைப்பு சமவலுப் பிணைப்பு (Covalent bond) என்று வழங்கப்படுகிறது. கீழ்க் கண்ட எடுத்துக்காட்டுகள் சமவலுப்பிணைப்புகொண்ட பல சேர்மங்களை விளக்குகின்றன:

(1) குளோரின் மூலக் கூறு உண்டாகும் விதத்தைக் கவனிப்போம்

குளோரினின் அணு எண் 17. அதன் அணுவின் கடைசி ஷெல்லில் ஏழு எலெக்ட்ரான்கள் உள்ளன ஒரு குளோரின்

மூலக்கூறு உண்டாகும் பொழுது, இரு குளோரின் அணுக்கள் பிணைப்பில் ஈடுபடுகின்றன. ஒவ்வோர் அணுவும் ஓர் எலெக்ட்ரானை அளித்து, அளிக்கப்பட்ட இரு



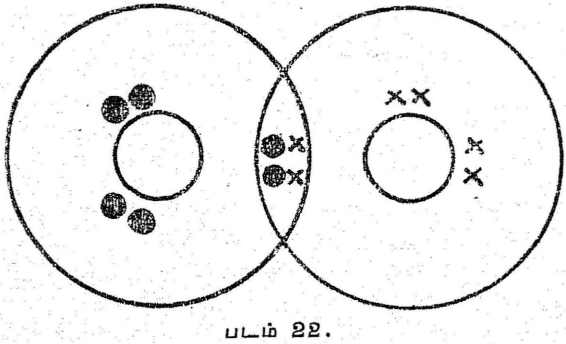
படம் 21.

குளோரின் மூலக்கூறு உண்டாதல்

எலெக்ட்ரான்களும் இரண்டு குளோரின் அணுக்களால் பகிர்ந்து கொள்ளப்படுகின்றன. இதனால் இரண்டு அணுக்களும் நியான் எலெக்ட்ரான் அமைப்பைப் பெறுகின்றன.

(2) ஆக்சிஜன் மூலக்கூறு உண்டாதல்

ஆக்சிஜன் அணுவின் கடைசி ஷெல்லில் ஆறு எலெக்ட்ரான்கள் உள்ளன. இரண்டு ஆக்சிஜன் அணுக்கள் இணையும்



படம் 22.

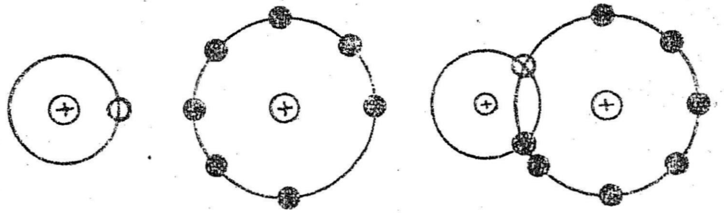
ஆக்ஸிஜன் மூலக்கூறு உண்டாதல்

போது ஒவ்வோர் அணுவும் இரண்டு எலெக்ட்ரான்களைப் பிணைப்புக்கு அளிக்கிறது. இவ்வாறு கிடைத்த நான்கு எலெக்ட்ரான்களும் இரு அணுக்களால் சமமாகப் பகிர்ந்து கொள்ளப்பட்டு ஓர் இரட்டைப் பிணைப்பை (double bond) உண்டாக்குகின்றன. இரட்டைப் பிணைப்பை = என்ற குறியீட்டால் காட்டலாம்.

(3) ஹைட்ரஜன் குளோரைடு

ஹைட்ரஜனும், குளோரினும் பிணைப்பில் ஈடுபடும்போது, ஒரு ஹைட்ரஜன் அணுவிலுள்ள ஒரே எலெக்ட்ரானும் குளோரின் அணுவின் கடைசி ஷெல்லிலுள்ள ஏழு எலெக்ட்ரான்களில்

ஒன்றும் அளிக்கப்படுகின்றன. இதனால் ஹைட்ரஜன் அணு ஹீலியத்தின் எலெக்ட்ரான் அமைப்பையும், குளோரின்



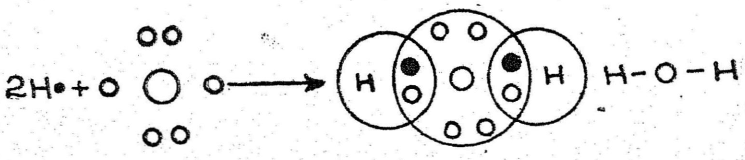
படம் 23.

ஹைட்ரஜன் குளோரைடு மூலக்கூறு உண்டாதல்

ஆர்கானின் எலெக்ட்ரான் அமைப்பையும் பெறுகின்றன. ஹைட்ரஜன் குளோரைடு மூலக்கூறு உண்டாகிறது.

(4) நீர் (H_2O)

ஆக்சிஜன் அணு இரண்டு ஹைட்ரஜன் அணுக்களுடன் சேருகிறது. ஒவ்வொரு ஹைட்ரஜன் அணுவிலிருந்தும் அவற்றிலுள்ள ஒரே ஓர் எலெக்ட்ரானும், ஆக்சிஜன் அணுவின் கடைசி ஷெல்லிலுள்ள ஆறு எலெக்ட்ரான்களில்



படம் 24.

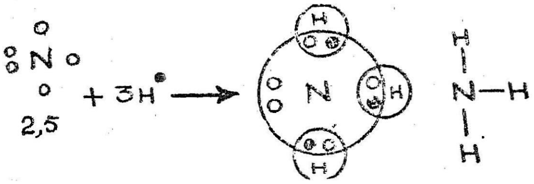
நீர் மூலக்கூறின் சமவலுப் பிணைப்பு

ஒரு ஹைட்ரஜன் அணுவிற்கு ஓர் எலெக்ட்ரான் வீதம் பிணைப்புக்கு அளிக்கப்படுகின்றன. இதனால் சக பிணைப்பு உண்டானவுடன் இரண்டு ஹைட்ரஜன் அணுக்களும் ஹீலியத்தின் இரண்டு எலெக்ட்ரான் அமைப்பையும், ஆக்சிஜன் அணு நியான் அணுவின் எலெக்ட்ரான் அமைப்பையும் பெறுகின்றன.

(5) அம்மோனியா (NH_3)

ஒரு நைட்ரஜன் அணுவும், மூன்று ஹைட்ரஜன் அணுக்களும் சேர்ந்து அம்மோனியா என்ற சேர்மம்

உண்டாகிறது. இந்தச் சேர்க்கையின் மூலம் நைட்ரஜன் எட்டு எலெக்ட்ரான் (நியான்) அமைப்பையும், ஹைட்ரஜன் இரண்டு எலெக்ட்ரான் அமைப்பையும் அடைகின்றன.

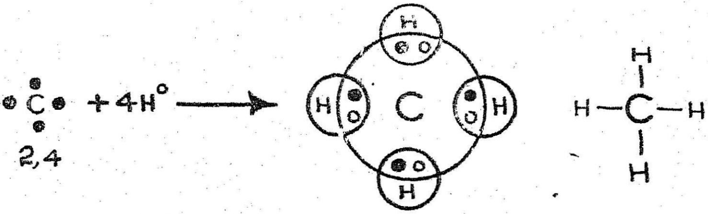


படம் 25.

அம்மோனியா மூலக்கூறு உண்டாதல்

(6) மீத்தேன் (CH_4)

ஒரு கார்பன் அணு நான்கு ஹைட்ரஜன் அணுக்களுடன் நான்கு ஒற்றைப் பிணைப்புகளின் மூலம்

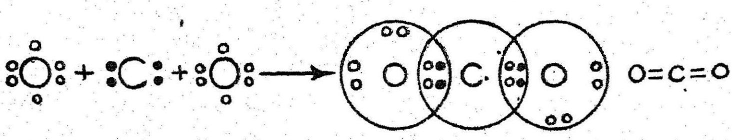


படம் 26.

மீத்தேன் மூலக்கூறு உண்டாதல்

இணைந்து மீத்தேன் என்ற சேர்மத்தை உண்டாக்குகிறது. இதனால் கார்பன் அணுவும், நான்கு ஹைட்ரஜன் அணுக்களும் நிலையான எலெக்ட்ரான் அமைப்புகளைப் பெறுகின்றன.

(7) கார்பன் டைஆக்சைடு (CO_2)



படம் 27.

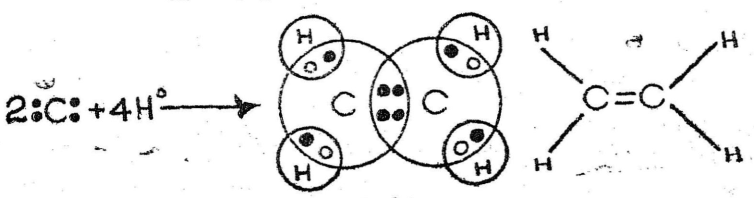
கார்பன் டைஆக்ஸைடின் அமைப்பு

இச் சேர்மத்தில் கார்பன் இரண்டு எலெக்ட்ரான்களையும், ஆக்சிஜன் இரண்டு எலெக்ட்ரான்களையும் கொடுக்

கின்றன. மொத்தமாகக் கிடைக்கின்ற நான்கு எலெக்ட்ரான்கள் இவ்விரண்டு அணுக்களுக்கும் பொதுவாக அமைகின்றன. இதனால் இவ்விரண்டு அணுக்களும் எட்டு எலெக்ட்ரான் அமைப்பை அடைகின்றன. கார்பன், ஆக்சிஜன். இரண்டுக்கும் நடுவே ஓர் இரட்டைப் பிணைப்பு உண்டாகிறது. இதே முறையில் மற்றோர் ஆக்சிஜனும், கார்பனுடன் இரட்டைப் பிணைப்பால் சேர்ந்துள்ளது.

(8) எத்திலீன் (C_2H_4)

இரண்டு கார்பன் அணுக்களும் ஓர் இரட்டைப் பிணைப்பால் இணைந்துள்ளன. ஹைட்ரஜன் அணுக்கள்,



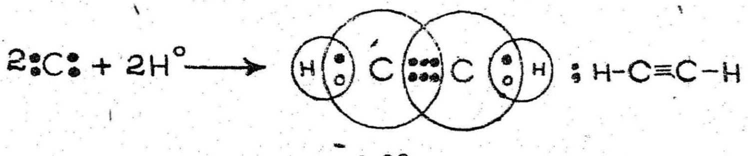
படம் 28.

எத்திலீன் மூலக்கூறின் அமைப்பு

கார்பன் அணுக்களுடன் ஒற்றைப் பிணைப்புகளால் பிணைக்கப் பட்டுள்ளன.

(9) அசிட்டிலீன் (C_2H_2)

இச் சேர்மத்திலுள்ள இரு கார்பன் அணுக்களில் ஒவ்வொன்றும் மூன்று எலெக்ட்ரான்களைக் கொடுக்கின்றன. மொத்தமாகக் கிடைக்கும் ஆறு எலெக்ட்ரான்களும் ஒரு



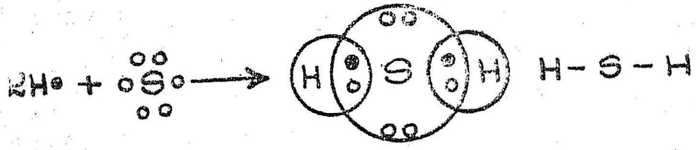
படம் 29.

அஸிட்டிலீன் மூலக்கூறு உண்டாதல்

முப்பிணைப்பை (triple bond) உண்டாக்குகின்றன. இப் பிணைப்பு இரு கார்பன் அணுக்களுக்கு நடுவே மூன்று கோடுகளால் குறிக்கப்படுகிறது. ஹைட்ரஜன் அணுக்கள் ஒற்றைப் பிணைப்புகள் மூலம் இரண்டு கார்பன் அணுக்களுடனும் இணைக்கப்பட்டுள்ளன.

(10) ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு (H_2S)

நீர் மூலக்கூறைப் போலவே இதுவும் உண்டாகிறது. சல்ஃபர் அணு, இரண்டு ஹைட்ரஜன் அணுக்களுக்கும் முறையே ஓர் எலெக்ட்ரானைக் கொடுக்கிறது.



படம் 30.

ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடின் அமைப்பு

சமவலுப்பிணைப்புச் சேர்மங்களின் பண்புகள்

(1) சமவலுப்பிணைப்பு, இரண்டு அணுக்களுக்கிடையே எலெக்ட்ரான் இணைகள் சமமாகப் பகிர்ந்து கொள்ளப்படுவதைக் குறிக்கிறது. இரு அணுக்களுக்கு நடுவே உள்ள ஒற்றைப் பிணைப்பு இரண்டு எலெக்ட்ரான்களைக் கொண்டு அமைக்கப்பட்டதாகும்.

(2) எலெக்ட்ரான்கள் இணையும் போது அமைப்பின் ஆற்றல் வெகுவாகக் குறைக்கப்படுகிறது. இதனால் சமவலுப்பிணைப்பு வலுமிக்கதாக உள்ளது.

(3) சமவலுப்பிணைப்புக் கொண்ட சேர்மங்கள் குறைந்த உருகுநிலை, கொதிநிலை ஆகியவற்றைப் பெற்றுள்ளன.

(4) இச் சேர்மங்கள் நீரில் கரைவதில்லை; ஆனால், கரிம கரைப்பான்களில்தான் கரைகின்றன.

(5) சமவலுப்பிணைப்புக் கொண்ட சேர்மங்கள் மூலக்கூறுதான் பெற்றிருக்கின்றன. இவை அயனிகளாக இருப்பதில்லை. இதனால் இச் சேர்மங்கள் கரைசலிலோ அல்லது உருகிய நிலையிலோ மின்சாரத்தைக் கடத்துவதில்லை.

ஒரே எலெக்ட்ரானைத் தங்களுடைய கடைசி ஷெல்லான இணைதிறன் ஷெல்லில் (valence shell) பெற்றிருக்கும் தனிமங்கள் இவ்வெலெக்ட்ரானை எளிதில் இழந்து ஒரு நேர்மின் அயனியை உண்டாக்குகிறது. இரண்டு இணைதிறன் எலெக்ட்ரான்களைப் (valence electrons) பெற்றுள்ள தனிமங்கள், இந்த இரு எலெக்ட்ரான்களையும் மெதுவாக இழந்து இரு அலகு நேர்மின்

தன்மையுள்ள அயனியைக் கொடுக்கின்றன. இவ்விரு எலெக்ட்ரான்களை இழப்பது எளிதில் நடப்பதில்லை. இவ்வாறு இணைதிறன் ஷெல்லில் உள்ள எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை அதிகரிக்கும் பொழுது அவற்றைக் கடைசி ஷெல்லில் இருந்து வெளியேற்றுவதும் கடினமாகிறது. கடைசி ஷெல்லில் மூன்று எலெக்ட்ரான்களுக்கு அதிகமாகப் பெற்றுள்ள தனிமங்கள், இவ்வெலெக்ட்ரான்களை இழந்து நேர்மின் அயனிகளைக்

அயனிப் பிணைப்பு, சமவலுப் பிணைப்பு கொண்ட சேர்மங்களுக்கிடையே உள்ள வேறுபாடுகள்

மின்வலுச் சேர்மங்கள்	சமவலுச் சேர்மங்கள்
1. மின் வலுப்பிணைப்பு திசையற்றது. அயனிகள் நிலை மின் கவர்ச்சியால் பிணைக்கப்பட்டுள்ளன.	1. சம வலுச் சேர்மங்கள், திசைப் பண்புள்ள சம வலுப் பிணைப்பால் இணைக்கப் பட்டுள்ளன. இப் பிணைப்பு மூலக்கூறுக்கு பலவகை அமைப்புகளை அளிக்கிறது.
2. மின் வலுச் சேர்மங்கள் திண்ம நிலையிலும் அயனிகளாக உள்ளன. இவை உருகிய நிலையிலும், நீர்க் கரைசல்களிலும் மின்சாரத்தைக் கடத்துகின்றன.	2. இச் சேர்மங்கள் திண்ம நிலையில் அயனிகளாக இருப்பதில்லை. மின்சாரத்தைக் கடத்துவதில்லை.
3. அயனிச் சேர்மங்கள் நீர் போன்ற மின் முனைவுள்ள (Polar) கரைப்பான்களில் கரைகின்றன. கரிமக் கரைப்பான்களில் கரைவதில்லை.	3. சம வலுச் சேர்மங்கள் நீரில் கரைவதில்லை. கரிமக் கரைப்பான்களில் தான் கரைகின்றன.
4. இச் சேர்மங்கள் உயர்ந்த கொதிநிலை, உருகுநிலை ஆகியவற்றைப் பெற்றுள்ளன. இவை ஆவியாவதில்லை.	4. இச் சேர்மங்களின் உருகு நிலை, கொதிநிலை ஆகியவை குறைவு. இவை ஆவியாகும் தன்மையுள்ளவை.

கொடுப்பதில்லை. இதற்குக் காரணம், இந்த எலெக்ட்ரான்களை வெளியேற்றுவதற்கு அதிக ஆற்றல் தேவைப்படுகிறது. கார்பன், நைட்ரஜன், பாஸ்பரஸ் ஆகிய தனிமங்கள் சமவலுப்பிணைப்பை ஏற்படுத்துகின்றன என்பது இதன் மூலம் விளக்கப்படுகிறது. ஆனால், ஆக்சிஜன், குளோரின், மற்றும் ஆருவது, ஏழாவது தொகுதி தனிமங்கள் மின்வலுப்பிணைப்பு, சமவலுப்பிணைப்பு இரண்டையும் உண்டாகுகின்றன.

ஈதல் பிணைப்பு (Co-ordinate Bond)

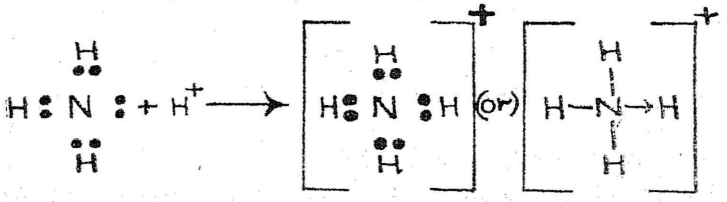
மந்தவாயுக்களின் எலெக்ட்ரான் அமைப்பைப் பெற்றிராத தனிமங்கள், அவற்றின் எலெக்ட்ரான் அமைப்பை அடைவதற்குப் பல வழிகளில் முயல்கின்றன. பிணைப்பில் ஈடுபடும் இருதனிம அணுக்களும் தங்களுக்குள் எலெக்ட்ரான்களைப் பகிர்ந்து கொண்டு சமவலுப்பிணைப்பை உண்டாக்குகின்றன. இவ்வகைப்பிணைப்பு உண்டாகும் போது பிணைப்பிற்குத் தேவையான இரு எலெக்ட்ரான்களும் இரு தனிம அணுக்களிலிருந்தும் கிடைக்கின்றன. சமவலுப் பிணைப்பில் மறறொரு வகையும் உள்ளது.

இப் பிணைப்பு உண்டாகும்போது எலெக்ட்ரான்கள் பகிர்ந்து கொள்ளப்படுகின்றன. ஆனல், பிணைப்பிற்குத் தேவையான இரு எலெக்ட்ரான்களையும் ஒரே அணு வழங்குகிறது. இப் பிணைப்பும் சமவலுப்பிணைப்பை ஒத்ததே. கூடும் இரு அணுக்களில் ஒன்று மட்டும், பிணைப்பில் பங்கு பெருத தனது ஒரு ஜோடி எலெக்ட்ரான்களை மற்ருேர் அணுவுடன் பகிர்ந்து கொள்கிறது. இவ்வாறு உண்டாகும் பிணைப்பை ஈதல் பிணைப்பு என்கிருேம். ஒரு ஜோடி எலெக்ட்ரான்களை வழங்கக் கூடிய நிலையிலுள்ள ஓர் அணுவிற்கும் ஒரு ஜோடி எலெக்ட்ரான்களைப் பெற்ருல் எட்டு எலெக்ட்ரான் விதியைப் பூர்த்தி செய்யும் நிலையில் உள்ள ஓர் அணுவிற்கும் இடையே, இவ்வகைப் பிணைப்பு நிகழ்கிறது. இரு எலெக்ட்ரான்களை வழங்கும் தனிம அணு வழங்கி (donor) என்றும், இவ்விரு எலெக்ட்ரான்களை ஏற்கும் தனிம அணு வாங்கி (acceptor) என்றும் வழங்கப்படுகின்றன. இதனைக் குறித்துக் காட்ட ——→ என்ற குறியைப் பயன்படுத்துகிருேம்.

ஈதல் பிணைப்பு உண்டாவதற்கு ஒரு முக்கியமான நிபந்தனை, பிணைப்பில் ஈடுபடும் இருதனிம அணுக்களில் ஒன்று தனித்த (lone pair) எலெக்ட்ரான்களைப் பெற்றிருக்க வேண்டுமென்பதாகும்.

அம்மோனியம் அயனி, NH^{4+} உண்டாதல்

அம்மோனியா மூலக்கூறில் நைட்ரஜனின் கடைசி சுற்றுப் பாதையிலுள்ள ஐந்து எலெக்ட்ரான்களில், மூன்று எலெக்ட்ரான்கள், மூன்று ஹைட்ரஜன் அணுக்களுடன் மூன்று சகவலுப் பிணைப்பு உண்டாக்குவதற்குப் பயன்படுகின்றன. பிணைப்பில் ஈடுபடாத மீதமுள்ள இரு எலெக்ட்ரான்கள் தனித்த இரட்டை (lone pair) எலெக்ட்ரான்கள் எனப்படுகின்றன.



படம் 31.

அம்மோனியம் அயனி

ஒரு ஹைட்ரஜன் அயனி (தன்னுடைய ஒரே எலெக்ட்ரானை இழந்த ஹைட்ரஜன், அணு) அம்மோனியா மூலக் கூறுடன் கீழ்க்கண்டவாறு இணைந்து அம்மோனியம் அயனியை (NH_4^+) உண்டாக்குகிறது. H^+ நைட்ரஜனால் அளிக்கப்படும் தனித்த இரட்டை எலெக்ட்ரான்களை ஏற்றுக்கொண்டு நிலையான எலெக்ட்ரான் அமைப்பைப் (ஹீலியம் அமைப்பை) பெறுகின்றது. நைட்ரஜனுக்கும் ஹைட்ரஜன் அயனிக்குமிடையே ஈதல் பிணைப்பு உண்டாகிறது. இத்தகைய பிணைப்பு ஏற்படும்போது நைட்ரஜனின் நிலையான எலெக்ட்ரான் அமைப்பு பாதிக்கப்படுவதில்லை. ஹைட்ரஜன் ஹீலியத்தின் அமைப்பை அடைகிறது. அம்மோனியம் அயனியில் நைட்ரஜன் வழங்கியாகவும், ஹைட்ரஜன் அயனி வாங்கியாகவும் இருக்கின்றன. ஈதல் பிணைப்பு சமவலுப் பிணைப்பை ஒத்திருந்தாலும், அயனிப் பிணைப்பில் ஏற்படுவது போல், எலெக்ட்ரான்கள் ஒரு தனிம அணுவிலிருந்து மட்டுமே வினையில் பங்கு பெறுகின்றன.

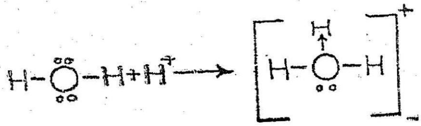
சமவலுப் பிணைப்புக்கும், ஈதல் பிணைப்புக்கும் உள்ள வேறுபாட்டைக் கீழ்க்கண்டவாறு காட்டலாம்:

A. +.B ——→ A:B அல்லது A—B (சமவலுப் பிணைப்பு)

A: + B ——→ A:B அல்லது A→B அல்லது A^+— B^- (ஈதல் பிணைப்பு)

ஹைட்ராக் ஸோனியம் அயனி, (H_3O^+)

எல்லா அமிலங்களின் நீர்க் கரைசல்களில் இவ் அயனி காணப்படுகிறது. இவ் அயனி உண்டாவதைக் கீழ்கண்டவாறு விளக்கலாம்:

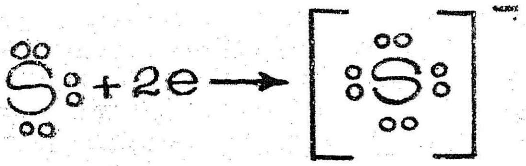


படம் 32.

ஹைடிராக் சோனியம் அயனி

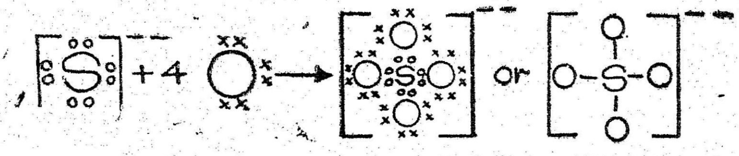
சல்ஃபேட் அயனி (SO_4^{--}) உண்டாதல்

சல்ஃபைடு அயனியுடன் நான்கு ஆக்சிஜன் அணுக்கள் சேர்ந்து ஈதல் பிணைப்பின் மூலம் சல்ஃபேட் அயனியைத் தோற்றுவிக்கின்றன.



படம் 33.

சல்பைடு அயனி



படம் 34.

சல்பேட் அயனி

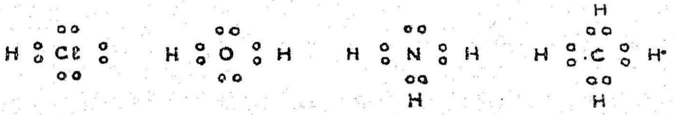
மூலக்கூறுகளின் வடிவ அமைப்புகள்
(Shapes of Molecules)

சகபிணைப்பு மூலக்கூறுகள் குறிப்பிட்ட வடிவங்களைப் பெற்றுள்ளன. மூலக்கூறுகளில் பிணைப்புகளிடையே காணப்படும் கோணங்கள் இவற்றின் வடிவங்களை நிர்ணயிக்கின்றன.

HCl, H_2O, NH_3, CH_4 ஆகிய சேர்மங்களின் வடிவமைப்புகளை ஆராய்வோம். HO_2, NH_3, CH_4 இந்த மூன்று மூலக்கூறுகளும் ஒத்த எலெக்ட்ரான்களைப் பெற்றுள்ளன. அதாவது, இவற்றிலுள்ள மொத்த எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை சம்மாகும். இவை ஒவ்வொன்றிலும் 10 எலெக்ட்ரான்கள் உள்ளன. H_2O (8+2), NH_3 (7+3), CH_4 (6+4). எனவே, இம் மூலக்கூறுகள் ஒத்த வடிவைப் பெற்றிருக்க வேண்டும் என்பது தெளிவாகிறது.

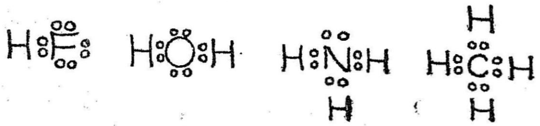
ஒரு மூலக்கூறின் வடிவமைப்பு, அதன் நடு அணுவின் கடைசிச் சுற்றுப்பாதையிலுள்ள எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கையைப் பொறுத்திருக்கிறது. மேலே குறிப்பிட்ட மூலக்கூறுகள் எல்லாவற்றிலும் நடு அணுவின் கடைசி சுற்றுப் பாதையிலுள்ள எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை எட்டு ஆகும். மீத்தேனைத் தவிர மற்றச் சேர்மங்கள் இவ்வெட்டு எலெக்ட்ரான்களும் பிணைப்பில் ஈடுபட்டுப் பகிர்ந்து கொள்ளப் படுவதில்லை.

கீழ்க்காணும் அட்டவணை இச் சேர்மங்களில் பிணைப்பில் ஈடுபடும் எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கையையும், பிணைப்பில் பங்கு பெறாத தனி இணை எலெக்ட்ரான்களையும் காட்டுகிறது.



எண்	மூலக் கூறு	தனி இணை எலெக்ட்ரான்கள்	பிணைப்பிலுள்ள எலெக்ட்ரான் இணைகள்	மூலக் கூறின் வடிவமைப்பு
1.	HCl	3	1	நேர்கோட்டு வடிவம்
2.	H_2O	2	2	வளைந்த அமைப்பு
3.	NH_8	1	3	பிரமிட்
4.	CH_4	0	4	நான்முகி அமைப்பு

இம் மூலக்கூறுகள் யாவும் நான்முகி வடிவமைப்பைப் பெற்றுள்ளன. இவற்றில் கார்பன், ஆக்சிஜன், குளோரின், நைட்ரஜன் ஆகிய தனிமங்கள் நான்முகியின் நடுவில் அமைந்துள்ளன. ஹைட்ரஜன் அணுக்கள் அல்லது தனி இணை எலெக்ட்ரான்கள் நான்முகியின் நான்கு மூலைகளிலும் அமைந்துள்ளன. இச் சேர்மங்களின் நான்முகி வடிவமைப்புகளைக் கீழ்கண்ட படங்கள் விளக்குகின்றன:



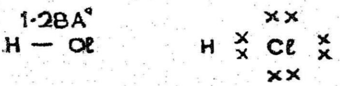
படம் 35.

H_2O, HE, NH_3, CH_4, ஆகியவற்றின் எலெக்ட்ரான் அமைப்பு

ஹைட்ரஜன் குளோரைடு (HCl)

இம் மூலக்கூறில் அதிக அளவு சகபிணைப்புத் தன்மையும், சிறிது முனைவு (polar) தன்மையும் காணப்படுகிறது. அறை குறையான அயனித் தன்மைக்கு முனைவுத்தன்மை எனப் பெயர். HCl மூலக்கூறில் இரண்டே அணுக்கள் இருப்பதால் இது நேர்கோட்டு வடிவத்தைப் பெற்றிருக்கிறது. இம் மூலக்கூறில் உண்டாகும் பிணைப்பிற்கு ஹைட்ரஜன் ஓர் எலெக்ட்ரானையும் குளோரின் ஓர் எலெக்ட்ரானையும் வழங்குகிறது. இம் மூலக்கூறில் இரு அணுக்களுக்கும் இடையே உள்ள தூரம் $12 \cdot 8 \times 10^{-8}$ செமீ ஆகும்.

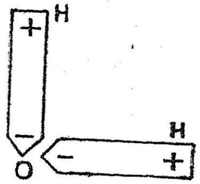
மூன்று தனி இணை எலெக்ட்ரான் ஜோடிகளும், குளோரினை மையமாகக் கொண்ட நான்முகியின் மூன்று பக்கங்களிலும் அமைய வேண்டும்.

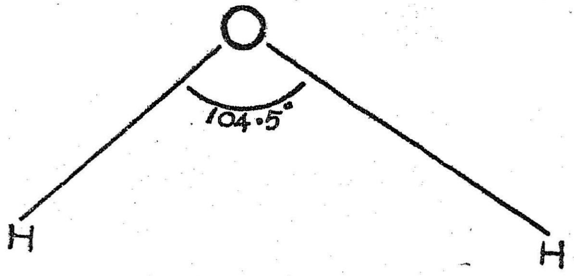


நீர் மூலக்கூறு (H_2O)

நீர் மூலக்கூறில் மூன்றணுக்கள் உள்ளன. இவற்றில் ஆக்சிஜன் அணு நடுவிலும் அதன் இரு பக்கங்ளிலுல் இரு ஹைட்ரஜன் அணுக்களும் இணைந்துள்ளன. ஆக்சிஜன் இரு ஹைட்ரஜன் அணுக்களுடன் சேரும்போது, அதன் இணைதிறன் எலெக்ட்ரான்கள் ஒன்றிற்கு ஒன்று செங்குத்தான திசைகளில் இருந்து வருகின்றன.

ஆகவே, H–O–H மூலக்கூறில் O–H என்ற இரு பிணைப்புகளுக்கு இடையே சரியாக 90° இருக்கவேண்டும். சோதனை மூலம் நீர் மூலக்கூறில் இரு பிணைப்புகளும் ஒரு குறிப்பிட்ட கோண அளவில் உள்ளன என்றும், கோணத்தின் அளவு 104·5° என்றும் நிரூபிக்கப்பட்டுள்ளது. இக் கருத்துப்படி நீர் மூலக்கூறு கீழ்க்காணும் வளைந்த வடிவமைப்பைப் பெற்றிருக்கவேண்டும் என்பது புலனாகிறது. இதற்குக்காரணம் ஒன்றை ஒன்று வெறுத்து தள்ளுகிற, பிணைப்பில் பங்குபெறாத எலெக்ட்ரான்கள் நான்கு, ஆக்சிஜனைச்சுற்றி இருப்பதேயாகும். இவ்





படம் 36.

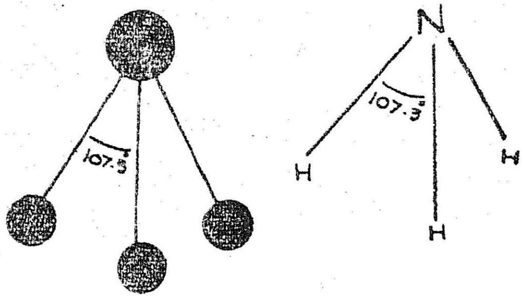
நீர் மூலக்கூறின் வடிவமைப்பு

வெலெக்ட்ரான்கள் வெறுத்துத் தள்ளுவதால் கோணம் 90°-லிருந்து 104·5° ஆக விரிந்து அதிகரித்துக் காணப்படுகிறது.

அம்மோனியா (NH_3)

இம் மூலக்கூறில் ஹைட்ரஜன் அணு நடுவிலும், மூன்று ஹைட்ரஜன் அணுக்கள் நான்முகியின் மூன்று மூலைகளிலும் அமைந்துள்ளன. தனி இணை எலெக்ட்ரான் ஜோடி நான்காவது மூலையில் உள்ளது. தனி இணை எலெக்ட்ரான் ஜோடியைத் தவிர்த்து, இவ் வமைப்பை ஆராய்ந்தால், இம் மூலக்கூறு பிரமிட் வடிவத்தைப் பெற்றிருப்பது விளங்கும். இவ்வமைப்பில் நைட்ரஜன் அணு பிரமிட்டின் உச்சியிலும், மற்ற மூன்று ஹைட்ரஜன் அணுக்களும் அடிப்பாகத்தில் மூன்று மூலைகளில் உள்ளன. ஏதாவது இரு பிணைப்புகளுக்கிடையேயுள்ள கோணம் 107·3° ஆகும். அம்மோனியா மூலக்கூறில் மூன்று ஜோடி எலெக்ட்ரான்கள் மட்டும்தான்

பிணைப்பில் பங்கு பெறுகின்றன. தனித்த ஒரு ஜோடி எலெக்ட்ரான்கள் சிறிது முனைவுடன் உள்ளன. எனவே, இங்குப் பிணைப்புக் கோணம் நான்முகியிலுள்ள பிணைப்புக் கோணத்தை



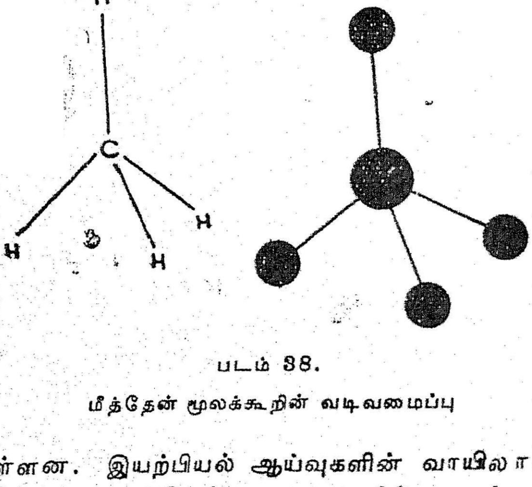
படம் 37.

அம்மோனியாவின் வடிவமைப்பு

விடச் சிறிது குறைவாக உள்ளது. அதாவது நான்முகியின் கோணமான 109·28′ விடக் குறைவான 107°ஐப் பெற்றிருக்கிறது.

மீத்தேன் (CH_4)

இம் மூலக்கூறில் நான்கு சமமான ஒத்த C-H பிணைப்



படம் 38.

மீத்தேன் மூலக்கூறின் வடிவமைப்பு

புகள் உள்ளன. இயற்பியல் ஆய்வுகளின் வாயிலாகக் கண்டறிந்த முடிவுகள் மீத்தேன் மூலக் கூறில் நான்கு அணுக்

களும் ஒரே தளத்தில் அமைந்திருக்கவில்லை எனக் காட்டுகின்றன. மீத்தேன் ஒரு முனைவிலா மூலக்கூறு, இது ஒரு நான்முகியின் வடிவமைப்பைப் பெற்றுள்ளது. இவ்வமைப்பில் கார்பன் அணு நான்முகியின் நடுவிலும், நான்கு ஹைட்ரஜன் அணுக்களும் நான்முகியின் நான்கு மூலைகளிலும் அமைந்துள்ளன. ஏதாவது இரு பிணைப்புகளுக்கிடையே உள்ள கோணம் 109° 28′ ஆகும்.

வினாக்கள்

1. கீழ்க்கண்ட மூலக்கூறுகளின் வடிவமைப்புகளை எழுதுக:

   (a) நீர்; (b) அம்மோனியா; (c) மீத்தேன்; (d) ஹைட்ரஜன் குளோரைடு.

2. கீழ்க்கண்டவற்றின் அமைப்புகளை எலெக்ட்ரான்களைக் கொண்டு எழுதுக:

   (i) சோடியம் குளோரைடு; (ii) சல்ஃபைடு அயனி. (iii) சல்ஃபேட் அயனி; (iv) ஹைட்ராக்சோனியம் அயனி; (v) அம்மோனியம் அயனி.

3. இணைதிறனைச் சார்ந்த எலெக்ட்ரான் கோட்பாட்டை விளக்குக.

4. ஈதல் பிணைப்பு என்றால் என்ன? எடுத்துக்காட்டுகளுடன் விளக்கு.

5. மின் வலுப்பிணைப்பு, சமவலுப்பிணைப்பு இவற்றுக்கிடையேயுள்ள வேறுபாடுகளை விவரி.

6. கீழ்க்கண்டவற்றை விளக்குக:

   (a) மின் வலுப்பண்பு; (b) சமவலுப் பண்பு (c) ஈதல் வலுப்பண்பு.

8. தனிம வரிசை அட்டவணை

(The Periodic Classification of Elements)

18ஆம் நூற்றுண்டின் ஆரம்பத்தில் ஒத்த பண்புகளுடையனவும் தனிப்பட்ட பண்புகளையுடையனவுமாகப் பல தனிமங்கள் கண்டுபிடிக்கப்பட்டன. தனிமங்களின் எண்ணிக்கை அதிகரித்ததும் அவற்றை வகைப்படுத்தும் முயற்சியில் விஞ்ஞானிகள் ஈடுபட்டனர். தனிமங்களை அவற்றின் இயற்பியல், வேதிப் பண்புகளுக்கேற்ப வகைப்படுத்திய முறை அறிவியலில் ஒரு சிறந்த சாதனையாகும்.

தனிமங்களை வகைப்படுத்தப் பல முறைகள் கண்டறியப்பட்டன. இவற்றில் முதலாவது தனிமங்களை, உலோகங்கள், அலோகங்கள் என இரு வகைகளாகப் பிரித்ததாகும். தனிமங்களின் இயற்பியல், வேதிப் பண்புகளில் உள்ள வேறுபாடுகளைக் கொண்டு அளிக்கப்பட்ட இவ் வகையீடு பல குறைகளையும், விதிவிலக்குகளையும் கொண்டிருந்தது. சான்றாக ஆர்சனிக் (Arsenic), ஆண்டிமனி (Antimony) ஆகிய தனிமங்கள் இரு வித பண்புகளையும் பெற்றிருந்ததால் இவற்றை உலோகம் அல்லது அலோக வரிசையின் கீழ் அமைக்க முடியவில்லை. இத் தனிமங்கள் உலோகப் போலிகள் (metalloids) என வழங்கப்படுகின்றன.

அடுத்து, ஜெர்மன் நாட்டு விஞ்ஞானியான டோபரினர் (Dobereiner) 1829-ல் மும்மை விதி (Law of Triads) என்பதை வெளியிட்டார். இம் முறையில் தனிமங்கள் அவற்றின் அணு எடைகளை அடிப்படையாகக் கொண்டு வரிசைப் படுத்தப்பட்டன. இவ் விதிப்படி வேதிப் பண்புகளில் மிகவும் ஒத்துள்ள மூன்று தனிமங்களை அணு எடை அதிகரிக்கின்ற முறையில்

வரிசைப்படுத்தினால் நடுவிலுள்ள தனிமத்தின் அணு எடை மற்ற இரண்டு தனிமங்களின் அணு எடைகளின் சராசரி மதிப்புடன் ஒத்திருக்கும். எடுத்துக்காட்டாக குளோரின், புரோமின், அயோடின் ஆகிய மூன்று தனிமங்களும் வேதிப் பண்புகளில் ஒத்திருக்கின்றன. இம் மூன்றையும் அணு எடை அதிகரிக்கும் முறையில் வரிசைப்படுத்த வேண்டும். இதில் நடுவிலுள்ள புரோமினின் அணு எடை (80) மற்ற இரு தனிமங்களின் அணு எடைகளின் சராசரிக்குச் சமமாயுள்ளது என்பது கீழே காட்டப்பட்டுள்ளது:

$$\text{குளோரின்} = 35{\cdot}5$$

$$\text{புரோமின்} = \frac{35{\cdot}5 + 126{\cdot}9}{2} = 81{\cdot}2$$

$$\text{அயோடின்} = 126{\cdot}9$$

டோபரினரின் மற்றும் சில மும்மைகள் கீழே கொடுக்கப்பட்டுள்ளன:

லித்தியம் — 6·9	கால்சியம் — 40
சோடியம் — 23	ஸ்ட்ரான்சியம் — 87
பொட்டாசியம் — 39·1	பேரியம் — 137

இம் முறையும் கைவிடப்பட்டது. இவ் விதியில் எல்லாத் தனிமங்களையும் வகைப்படுத்த முடியாது.

பிறகு ஆங்கில நாட்டு விஞ்ஞானியான நியூலண்ட் (Newland) என்பவர் புதியதொரு முக்கியமான வகையீட்டை வெளியிட்டார். இவர் தனிமங்களை அவற்றின் அணு எடைகளின் ஏறு வரிசையில் அமைத்தார். இவ் வரிசையில் ஒவ்வொரு தனிமமும் அதன் எட்டாவது தனிமத்தோடு பண்புகளின் மிகவும் ஒத்துள்ளன. இத்தகையு ஒற்றுமையை இசைக்கலையின் முதல் சுரமும் (note) எட்டாம் சுரமும் ஒத்திருப்பதோடு நியூலண்ட் ஒப்பிட்டுக் காட்டினார். இவ் விதிக்கு நியூலண்டின் எட்டெண் விதி (Newland's law of Octaves) என்று பெயர். சான்றாக லித்தியமும் அதன் எட்டாவது தனிமமான சோடியமும், பெரிலியமும் அதிலிருந்து எட்டாம் இடத்தில் உள்ள தனிமமாள மக்னீசியமும் பண்புகளில் மிகவும் ஒத்துள்ளன. இத்தகைய வகையீடு பின்வரும் அட்டவணையில் காட்டப்பட்டுள்ளது.

Li 6·9	Be 9·0	B 10·8	C 12·0	N 14·0	O 16·0	F 19·0
Na 23·0	Mg 24·3	Al 27·0	Si 28·1	P 31·0	S 32·0	Cl 35·5
K 39·0	Ca 40·1					

எல்லா தனிமங்களையும் இம் முறையில் வரிசைப்படுத்த முடியவில்லை.

மெண்டலீஃப் ஆவர்த்தன அட்டவணை

மெண்டலீஃப் (Mendeleeff) என்ற ருஷ்ய விஞ்ஞானி 1869-ல் அப்போது தெரிந்த தனிமங்களை வரிசைப்படுத்தி ஆவர்த்தன அட்டவணையைத் (periodic table) தயாரித்தார்.

இவரும் தனிமங்களை அணு எடை உயருகின்ற முறையில் வரிசைப்படுத்தினர். இந்த அட்டவணையில் அணு எடை தொடர்ந்து மாற்றமடைவதைப் போல தனிமங்களின் பண்புகளும் மாறுகின்றன. ஆனால், குறிப்பிட்ட நிலை அடைந்த பிறகு மீண்டும் பழைய நிலையின் பண்புகள் தோன்றுகின்றன. அதாவது ஒரு குறிப்பிட்ட இடைவெளிக்குப் பின் அதே பண்புகளுடைய மற்ெருரு தனிமம் தோன்றுகிறது. இது ஆவர்த்தன முறையில் நிகழும் மாற்றம் (periodic change) எனக் கருதப் படுகிறது. இதை ஓர் உவமையால் விளக்கலாம்: ஒரு வாரத்திலுள்ள ஏழு நாள்கள், குறிப்பிட்ட சீரான இடைவெளிகளில் திரும்ப வருகின்றன. ஒரு நாளின் மணிகள் நேரம் செல்லச் செல்ல, கடிகாரத்தில் திரும்பக் காட்டப்படுகின்றன. இவ்வாறே ஒரு வரிசையிலுள்ள தனிமங்களின் பண்புகளும் திரும்பக் காட்டப்படுகின்றன. இதை ஆவர்த்தன விதி (periodic law) யில் விளக்கலாம்:

தனிமங்களின் இயற்பியல், வேதிப் பண்புகள் அவற்றின் அணு எடைகளுக்கேற்ப ஆவர்த்தன முறையில் மாற்றமடைகின்றன.

ஆவர்த்தன அட்டவணையில் தனிமங்கள் இடமிருந்து வலமாக அணு எடையின் ஏறு வரிசையில் அமைக்கப்

தனிம வரிசை அட்டவணை

Periods	Group I (A B)	Group II (A B)	Group III (A B)	Group IV (A B)	Group V (A B)	Group VI (A B)	Group VII (A B)	Group VIII	Group 0
1	H 1 1·008								He 2 4·003
2	Li 3 6·940	Be 4 9·013	B 5 10·82	C 6 12·01	N 7 14·008	O 8 16·00	F 9 19·00		Ne 10 20·183
3	Na 11 22·991	Mg 12 24·32	Al 13 26·98	Si 14 28·06	P 15 30·98	S 16 32·066	Cl 17 35·457		A 18 39·944
4 First Series	K 19 39·10	Ca 20 40·08	Sc 21 45·10	Ti 22 47·90	V 23 55·95	Cr 24 52·01	Mn 25 54·93	Fe 26 Co 27 Ni 28 55·85 58·94 58·69	
4 Second Series	Cu 29 63·54	Zn 30 65·38	Ga 31 69·72	Ge 32 72·60	As 33 74·91	Se 34 78·96	Br 35 79·916		Kr 36 3·7
5 First Series	Rb 37 85·48	Sr 38 87·63	Y 39 88·92	Zr 40 91·22	Nb 41 92·91	Mo 42 95·95	Tc 43 99	Ru 44 Rh 45 Pd 46 101·7 102·91 106·7	
5 Second Series	Ag 47 107·88	Cd 48 112·41	In 49 114·76	Sn 50 118·7C	Sb 51 121·76	Te 52 127·61	I 53 126·92		Xe 54 131·3
6 First Series	Cs 55 132·91	Ba 56 137·36	Rare Earths 57-71	Hf 72 178·6	Ta 73 180·88	W 74 183·92	Re 75 186·31	Os 76 Ir 77 Pt 78 190·2 193·11 195·23	
6 Second Series	Au 79 197·2	Hg 80 200·61	Tl 81 204·39	Pb 82 207·21	Bi 83 209·00	Po 84 210	At 85 211		Rn 86 222
7	Fr 87 223	Ra 88 226·05	Ac 89 227	Th 90 232·12	Pa 91 231	U 92 238·07	Trans-uranium elements 93 – 103		

படம் 39.
தனிம வரிசை அட்டவணை

பட்டுள்ளன. இதில் செங்குத்தாயுள்ள பிரிவுகள் தொகுதிகள் (Groups) என்றும், அவற்றிற்குக் குறுக்கிலுள்ளவற்றை வரிசைகள் (periods) என்றும் வழங்குகிறோம்.

திருத்தியமைக்கப்பட்டு தற்காலத்தில் புழக்கத்திலுள்ள மெண்டலீஃபின் ஆவர்த்தன அட்டவணையில் ஒன்பது தொகுதிகள் உள்ளன. அவைகள் ஒன்று (I) முதல் எட்டு (VIII) வரை உள்ளவைகளும், பின்னர் உள்ள பூச்சியத் (0) தொகுதியும் ஆகும். குறுக்காக உள்ள பிரிவுகளில் ஒன்று முதல் ஏழு வரை மொத்தம் ஏழு வரிசைகள் உள்ளன. ஆவர்த்தன அட்டவணையில், அணு எடையின் ஏறு வரிசையில் தனிமங்களை அமைத்து மெண்டலீஃப், ஒத்த பண்புகளுடைய தனிமங்களை ஒன்றாக வகைப்படுத்தினார்.

ஆவர்த்தன அட்டவணையில் குறுக்காக ஏழு வரிசைகள் உள்ளன. இவற்றில் சில வரிசைகள் இரு கிளை வரிசைகளாகப் (series) பிரிக்கப்பட்டுள்ளன. முதல் வரிசையில் இரண்டே தனிமங்கள் உள்ளன. இதை மிகச் சிறிய அல்லது குறுகிய வரிசை (shortest period) என்கிறோம். இரண்டாவது, மூன்றாவது வரிசைகள் ஒவ்வொன்றிலும் எட்டு தனிமங்கள் உள்ளன. இவை குறுகிய வரிசைகள் (short periods) எனப்படுகின்றன. நான்காவது, ஐந்தாவது வரிசைகள ஒவ்வொன்றும் பதினெட்டு தனிமங்களைப் பெற்று நீள வரிசைகள் (long periods) என்று வழங்கப்படுகின்றன. ஆறாவது வரிசையில் 32 தனிமங்கள் உள்ளதால் அதை மிக நீள வரிசை (langest period) என்கிறோம். ஏழாவது வரிசையில் 17 தனிமங்கள் உள்ளன. இது முற்றுப் பெறாத வரிசையாகும். மொத்தம் பத்து தொடர்கள் (series) உள்ளன.

ஒவ்வொரு வரிசையும் ஹைட்ரஜன் அல்லது ஒரு கார (Alkali) உலோகத்துடன் தொடங்கி, ஒரு மந்த வாயு (inert gas)த் தனிமத்துடன் முடிவடைகிறது. கீழ்க்கண்ட குறுகிய மூன்று வரிசைகள் முதலில் உள்ளன. முதல் வரிசையில் ஹைட்ரஜன், ஹீலியம் ஆகிய இரு தனிமங்கள் உள்ளன. இரண்டாவது வரிசையில் லித்தியம் முதல் நியான் வரை எட்டு தனிமங்கள் இருக்கின்றன. மூன்றாவது வரிசை சோடியம் முதல் ஆர்கான் வரை எட்டு தனிமங்களைப் பெற்றிருக்கிறது. இரண்டாவது மற்றும் மூன்றாவது குறுகிய வரிசையிலுள்ள தனிமங்கள் மாதிரித் தனிமங்கள் (typical elements) எனப் பெயரிடப்பட்டுள்ளன.

நான்காவது வரிசையில் பொட்டாசியம் (K) முதல் க்ரிப்டான் (Kr) வரை பதினெட்டு தனிமங்களும், ஐந்தாவது வரிசையில் ருபீடியம் (Rb) முதல் செனன் (Xe) வரை பதினெட்டு தனிமங்களும் இருக்கின்றன. இவை நீள வரிசைகள் எனப்படுகின்றன. எட்டு தனியங்களுக்குப் பதிலாக பதினெட்டு தனிமங்கள் இவ்வரிசைகளில் இருப்பதற்குக் காரணம், இடைநிலைத் தனிமங்கள் (Transition elements) என்ற புதியதொரு தனிம வகை இவற்றில் அமைந்துள்ளதாகும்.

ஆறுவது வரிசையில் ஸீஸியம் (Cs) முதல் ரோடன் (Rn) வரை 32 தனிமங்கள் உள்ளன. இவ்வரிசையில் அருமண் உலோகத் தனிமங்கள் (Rare earths) 14 ஒரே இடத்தில் வைக்கப் பட்டுள்ளதால் இவ்வரிசை மிக நீள வரிசை (longest period) எனப்படுகிறது.

மெண்டலீஃப் அளித்த ஆவர்த்தன அட்டவணையில், ஏழாவது வரிசையில் ஆறு தனிமங்கள்தான் இருந்தன. ஆனல், பிறகு கண்டுபிடிக்கப்பட்ட யுரேனியம் கடந்த தனிமங்களான பதினென்றையும் சேர்த்து மொத்தம் 17 தனிமங்கள் தற்போதுள்ள தனிம வரிசை அட்டவணையில் உள்ளன.

தனிம வரிசை அட்டவணையில் ஒன்பது தொகுதிகள் (groups) உள்ளன. ஒத்த பண்புகளையுடைய தனிமங்கள் ஒரே தொகுதியில் உள்ளன. அட்டவணையின் ஒன்பது தொகுதிகளில் ஒன்றிலிருந்து ஏழுவரை இயல்பான தொகுதிகள் என்றும், எட்டாவது தொகுதி இடைநிலைத் தனிமங்கள் (transition elements) தொகுதி என்றும், ஒன்பதாவது தொகுதி மந்த வாயுக்களைக் கொண்ட பூச்சியத் தொகுதி என்றும் வழங்கப்படுகின்றன. முதல் ஏழு தொகுதிகள் ஒவ்வொன்றும், A, B என இரண்டு உபதொகுதிகளைப் பெற்றுள்ளன. ஒரே உப தொகுதியிலுள்ள தனிமங்கள் பண்புகளில் பெரிதும் ஒத்திருக்கின்றன. VII-B தொகுதியிலுள்ள உப்பீனி குடும்பத்தனிமங்களான ஃப்ளுரின், குளோரின், புரோமின், அயோடின் ஆகியவை பண்புகளில் மிகவும் ஒத்திருக்கின்றன. பூச்சியத் தொகுதியில் ஹீலியம், நியான், ஆர்கான், க்ரிப்டான், செனன், ரோடன் (He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn) ஆகிய தனிமங்கள் உள்ளன. இவை மந்த வாயுக்கள் என வழங்கப்படுகின்றன. மந்தவாயுத் தனி

மங்களர் ராம்ஸே (Ramsay) மற்றும் சில விஞ்ஞானிகளால் கண்டுபிடிக்கப்பட்டது. இத் தனிமங்களின் இணைதிறன் பூச்சியமாகும். இவை அட்டவணையில் ஹாலஜனுக்கும், கார உலோகத்திற்கும் இடையே யுள்ள இடத்தைப் பெற்றுள்ளன.

வரிசைகளின் சிறப்பியல்புகள் (Characteristics of the periods)

அணு எடை வரிசையில் தனிமங்களை அடுக்கும்பொழுது அவற்றின் இயற்பியல், வேதிய குணங்களில் ஒருவித ஆவர்த்தனத்தைக் காண முடிகிறது. அதாவது ஒரு வரிசையில் இடமிருந்து வலம் நோக்கிச் சென்றால், தனிமங்களின் குணங்கள் படிப்படியாக மாறுகின்றன. பின்வருவன தனிமங்களின் சில முக்கிய ஆவர்த்தன குணங்களாகும்.

(1) அடர்த்தி

ஒரு வரிசையில் தனிமங்களின் அடர்த்தி, குறைந்த மதிப்புகளிலிருந்து சீராக அதிகரித்துப் பின் மீண்டும் குறைகிறது.

(2) உருகு, கொதிநிலை எண்கள்

தனிமங்களின் உருகு, கொதிநிலைகளும் வரிசையில் இடம் இருந்து வலம் செல்லப் படிப்படியாக மாறுகின்றன.

(3) ஒரு வரிசையில் தனிமங்களின் உலோக அல்லது நேர் மின் பண்புகள்

இடம் இருந்து வலம் செல்லச் சீராகக் குறைந்து, அலோக அல்லது எதிர் மின் பண்புகள் அதிகரிக்கின்றன. சான்றாக, மூன்றாவது வரிசையில் சோடியம், மற்றும் மக்னீசியம் ஆகியவை மிக்க வீரியமுள்ள உலோகங்களாகும். அலுமினியம் குறைந்த வீரியமுள்ள உலோகம். இஃது ஓர் உலோக போலி (metalloid) எனக் கருதப்படுகிறது. சிலிக்கன் ஓர் உலோகம்; அதிக வீரியமற்றது. சல்ஃபர், குளோரின் ஆகியவை வீரியமுள்ள அலோகங்கள். தனிமங்களின் ஆக்ஸைடுகளின் பண்புகளிலிருந்து உலோகத்தன்மை அதிகரிப்பதை அறிந்து கொள்ளலாம். எடுத்துக்காட்டாக, மூன்றாவது வரிசையில் சோடியம் ஆக்சைடு கார ஆக்சைடாகும். அலுமினியம் ஆக்சைடு ஈரியல்புள்ளது (amphoteric). சல்ஃபர் ட்ரை ஆக்சைடு அமில ஆக்சைடாகும்.

(4) இணைதிறன்: குறுகிய வரிசைகளில், ஆக்சிஜனோடு ஒப்பிட்டுப் பார்க்கும்பொழுது தனிமங்களின் இணைதிறன் ஒன்றிலிருந்து ஏழுவரை படிப்படியாக அதிகரிக்கிறது.

மூன்றுவது வரிசை தனிமங்களின் ஆக்சைடுகள்:

தொகுதி எண்	I	II	III	IV	V	VI	VII
ஆக்சைடுகள்	Na_2O	MgO	Al_2O_3	SiO_2	P_2O_5	SO_3	Cl_2O_7
இணைதிறன்	1	2	3	4	5	6	7

இணைதிறன்கள், தொகுதி எண்களை ஒத்திருக்கின்றன. இவை தனிமங்களின் வெளி ஷெல்களிலுள்ள எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கையுடன் ஒத்திருக்கின்றன.

ஹைட்ரஜனுடன் ஒப்பிட்டுப் பார்க்கும்பொழுது தனிமங்களின் இணைதிறன் ஒன்றிலிருந்து நான்கு வரை அதிகரித்துப் பின்னர் படிப்படியாகக் குறைகிறது.

மூன்றும் வரிசை தனிமங்களின் ஹைட்ரைடுகள்:

தொகுதி எண்	I	II	III	IV	V	VI	VII
ஹைட்ரைடு	NaH	MgH_2	AlH_3	SiH_4	PH_3	SH_2	HCl
இணைதிறன்	1	2	3	4	5	6	7

நீண்ட வரிசைகளில் பெரும்பாலான தனிமங்கள் வேறுபடும் இணைதிறன்களைக் (Variable Valency) காட்டுகின்றன.

(5) எலெக்ட்ரான் கவர் ஆற்றல் (Electronegativity)

இஃது ஒரு தனிம அணுவின் எலெக்ட்ரான்களைக் கவரும் தன்மையைக்குறிப்பதாகும். H—Cl என்ற சமவலு மூலக்கூறைக் கவனிப்போம். குளோரின், ஹைட்ரஜன் ஆகிய இரண்டு தனிமங்களும் தங்களுக்கு இடையிலுள்ள ஒரு ஜோடி எலெக்ட்ரான்களைப் பகிர்ந்து கொள்கின்றன. ஆனால், குளோரின் ஹைட்ரஜனை விட அதிகமாக எலெக்ட்ரான் கவர் ஆற்றல் பெற்றிருக்கிறது. இதனால் பிணைப்பில் ஈடுபட்

டுள்ள ஒரு ஜோடி எலெக்ட்ரான்கள் தன்னை நோக்கிக் கவர்கிறது. இவ்வாறு எலெக்ட்ரான்களை ஈர்ப்பதால், குளோரின் எலெக்ட்ரான் இணையில் அதிகப் பங்கைப் பெற்றுள்ளது. எனவே, குளோரின் ஹைட்ரஜனைக் காட்டிலும் அதிக எலெக்ட்ரான் கவர் ஆற்றலைப் பெற்றுள்ளது.

ஒரு வரிசையில் இடப்பக்கமிருந்து வலப் பக்கம் செல்லச் செல்ல தனிமங்களின் எலெக்ட்ரான் கவர் ஆற்றல் படிப் படியாக அதிகரிக்கிறது. ஒரு தொகுதியில் அணு எடை அதிகரிக்கும் பொழுது தனிமங்களின் எலெக்ட்ரான் கவர் ஆற்றல் குறைகிறது. இதனால், அதிக எலெக்ட்ரான் கவர் ஆற்றல் பெற்றுள்ள தனிமங்கள் தனிம வரிசை அட்டவணையில் வலது கைப்பக்கம் மேற்கோடியில் அமைந்துள்ளன என்று தெரிகிறது. ஃப்ளூரின், ஆக்சிஜன், குளோரின், நைட்ரஜன் ஆகியவை அதிக எலெக்ட்ரான் கவர் ஆற்றல் உள்ள தனிமங்களாகும். இவ்வரிசையில் சீராக எலெக்ட்ரான் கவர் ஆற்றல் குறைகிறது.

(6) அயனியாக்க ஆற்றல் (Ionisation potential)

அணுவில் மிகவும் பிடிப்பில்லாமல் இருக்கும் எலெக்ட்ரானை அணுவினின்று நீக்குவதற்குத் தேவைப்படும் ஆற்றல் அயனியாக்க ஆற்றல் என்று சொல்லப்படுகிறது. அயனியாக்க ஆற்றல் என்பது மிகவும் குறைந்த ஆற்றல் நிலையிலுள்ள அணுவிலிருந்து எலெக்ட்ரானை நீக்குவதற்குத் தேவைப்படும் ஆற்றலைக் குறிக்கிறது. இதை அளப்பதற்குப் பயன்படும் அலகு எலெக்ட்ரான் வோல்ட் (e. v.) எனப்படும். இது தனிமங்களின் நேர், எதிர் மின் தன்மைகளுடன் தொடர்புடையது. அயனியாக்க ஆற்றல் நேர் மின் தன்மையுடைய தனிமங்களுக்குக் குறைவாகவும் எதிர்மின் தன்மையுடைய தனிமங்களுக்கு அதிகமாகவும் இருக்கிறது. எடுத்துக்காட்டாக, ஒரு வரிசையில் இடமிருந்து வலஞ் செல்ல, தனிமங்களின் அயனியாக்க ஆற்றல் படிப்படியாக அதிகரித்துக் கொண்டே செல்கிறது. ஒரு தொகுதியில் அயனியாக்க ஆற்றல் மேலிருந்து கீழே செல்லும் போது குறைகிறது. சோடியம், பொட்டாசியம் போன்ற கார உலோகங்கள் மிகக் குறைந்த அயனியாக்க ஆற்றலைப் பெற்றுள்ளன. அதாவது இவ்வுலோக அணுக்களின் கடைசி ஷெல்லில் உள்ள ஓர் எலெக்ட்ரான் எளிதில் நீக்கப்படுகிறது. உட்கருவிலிருந்து எலெக்ட்ரானின் தூரம்

அதிகரிக்கும் பொழுது, அணு எலெக்ட்ரானை இழக்கும் தன்மையும் அதிகரிக்கிறது. இதனால் தான் ஒரு தொகுதியில் மேலிருந்து கீழாக அயனியாக்க ஆற்றல் குறைகிறது.

தனிமங்களின் அயனியாக்க ஆற்றலை அளப்பதற்கு எலெக்ட்ரான் கவர் ஆற்றல் பயன்படுகிறது. குறைவான எலெக்ட்ரான் கவர் ஆற்றல் பெற்ற தனிமங்களின் அயனியாக்க ஆற்றல் குறைவாகவும், அதிகமாக எலெக்ட்ரான் கவர் ஆற்றலுள்ள தனிமங்களின் அயனியாக்க ஆற்றல் அதிகமாகவும் உள்ளன.

(7) எலெக்ட்ரான் கவர்ச்சி (Electron affinity)

ஓர் எலெக்ட்ரானை ஓர் அணுவுடன் சேர்த்து எதிர்மின் அயனி உண்டாகும்போது வெளியிடப்படும் ஆற்றல் எலெக்ட்ரான் கவர்ச்சி ஆற்றல் எனப்படுகிறது. இதுவும் எலெக்ட்ரான் வோல்ட் அலகால் அளக்கப்படுகிறது. எலெக்ட்ரான்களைப் பெறுவதற்குத் தனிமங்கள் பெற்றிருக்கும் ஆற்றல் அல்லது தன்மை இதனால் குறிக்கப்படுகிறது. அதிக ஆற்றல் வெளி விடப்பட்டால் தனிம அணுக்கள் எலெக்ரான்களிடம் அதிக நாட்டம் கொள்கின்றன. ஒரு வரிசையில் எலெக்ரான்களிடம் நாட்டம் இடப்பக்கமிருந்து வலப்பக்கம் செல்ல அதிகரிக்கிறது. ஒரு தொகுதியில் மேலிருந்து கீழாகக் குறைகிறது.

தொகுதிகளின் சிறப்பியல்புகள் (Characteristics of the Groups)

ஒவ்வொரு தொகுதியிலும் உள்ள தனிமங்கள் பல ஒத்த வேதியியல் பண்புகளைக் கொண்டவைகளாக இருக்கின்றன. எடுத்துக்காட்டாக ஒரே தொகுதியிலுள்ள தனிமங்கள் எல்லாம் அநேகமாக ஒரே இணைதிறனைக் கொண்டவையாகவே இருக்கின்றன. ஒரு தொகுதியின் எண் அத் தொகுதியைச் சார்ந்த தனிமங்களின் மீப்பெரும் இணைதிறனைக் குறிப்பதாக இருக்கிறது. அணு, அயனி பருமன்கள், நேர்மின அல்லது உலோகத்தன்மை உருகுநிலை, கொதிநிலை, அடர்த்தி ஆகிய பண்புகள் ஒரு தொகுதியில் மேலிருந்து கீழாக அதிகரிக்கிறது. ஆனால் எலெக்ட்ரான் கவர் ஆற்றல், அயனியாக்க ஆற்றல், எதிர்மின்தன்மை ஆகிய பண்புகள், ஒரு தொகுதியில் அணு எடை அதிகரிப்புடன் அதிகரிக்கின்றன.

ஒரு கிளைத் தொகுதியைச் சார்ந்த தனிமங்கள் எல்லாம் குணங்களில் பெரும்பாலும் ஒத்து காணப்படுகின்றன; ஆனால் ஒரே தொகுதியிலுள்ள இரண்டு கிளை தொகுதிகளைச் சார்ந்த

தனிமங்களின் இடையே குணங்களில் நெருங்கிய ஒற்றுமை காணப்படவில்லை, சான்ருக, Li, Na, K, Rb, Cs (தொகுதி I-A) தனிமங்களிடையே குணங்களில் ஒற்றுமை காணப்படுகிறது; ஆனல் இத்தனிமங்கள், தொகுதி I-Bஐச் சேர்ந்த தனிமங்களான Cu, Ag, Au ஆகியவற்றுடன் குணங்களில் சிறிதளவே ஒத்திருக்கின்றன. ஒரு கிளை தொகுதியில் அடங்கிய தனிமங்களை ஒரே குடும்பத்தைச் சார்ந்தவை எனக் கொள்ளலாம். எடுத்துக்காட்டாக I-Aதொகுதியைச் சார்ந்த தனிமங்கள் கார உலோக குடும்பத்தைச் சார்ந்தவையென்றும், VII-B தொகுதியைச் சார்ந்த தனிமங்கள் ஹாலஜன் குடும்பத்தைச் சார்ந்தவையென்றும் வழங்கப்படுகின்றன.

மெண்டலீஃப் அட்டவணையின் பயன்கள்

(1) வகையீடு: எல்லாத் தனிமங்களின் இயற்பியல், வேதியியல் குணங்களைத் தனித்தனியாகத் தெரிந்து கொள்வதற்குப் பதிலாக, அட்டவணையைக் கொண்டு சுருக்கமாக சீரான முறையில் தெரிந்து கொள்ள முடிகிறது. தனிம வரிசை அட்டவணையில் ஒரு தனமத்தின் இடம் தெரிந்திருந்தால், அதன் பண்புகளை ஊகித்தறிந்து நினைவில் கொள்ள முடிந்தது. இதனல் வேதியியல் படிப்பது எளிதாயிற்று.

(2) புதிய தனிமங்களைக் கண்டு பிடிக்க வழிகாட்டியது. மெண்டலீஃப் அட்டவணையை உருவாக்கிய போது, அட்டவணையில் பல வெற்று இடங்கள் விட்டுவைக்கப்பட்டன. மெண்டலீஃப் அந்த இடங்களுக்கேற்பத் தனிமங்கள் பிற்காலத்தில் கண்டு பிடிக்கப்படும் என்றும், அத் தனிமங்களின் குணங்கள் என்னவாக இருக்கும் என்றும் முன் கூட்டியே அறிவித்திருந்தார். அவர் அறிவித்திருந்தது போலவே, ஸ்கேண்டியம் (eka-boron), காலியம் (eka-aluminium), ஜெர்மேனியம் (eka-silicon) என்ற மூன்று தனிமங்கள் பிற்காலத்தில் கண்டு பிடிக்கப்பட்டன. இவற்றின் குணங்களுக்கும் இடையே வியக்கத்தக்க வகையில் பொருத்தம் இருந்தது.

மந்தவாயுக்கள் என்று வழங்கப்படும் He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn போன்ற வாயுக்கள் மெண்டலீஃப் காலத்தில் கண்டு பிடிக்கப்படவில்லை. பிற்காலத்தில் அவை கண்டுபிடிக்கப்பட்ட பின்னர், அவற்றை அவற்றின் குணங்களுக்குத் தக்கவாறு மிகுந்த நேர்மின் தன்மையுடைய கார உலோகங்களுக்கும், மிகுந்த எதிர்மின் தன்மையுடைய ஹாலஜன்களுக்கும் இடையே

பொருத்த, அட்டவணையில் இடமிருந்தது. அட்டவணையில் கடைசி வரையில் பூர்த்தி செய்யப்படாத மற்ற இடைவெளிகளும் கதிரியக்கத் தனிமங்கள் கண்டு பிடிக்கப்பட்டதன் விளைவாக நிரம்பின.

(3) அணு எடைகளைத் திருத்த முடிந்தது: மெண்டலீஃப் காலத்தில் பெரிலியத்தின் இணை திறன் 3 எனவும், அதன் அணு எடை 13·5 எனவும் தவருகக் கணக்கிடப்பட்டது. தனிம வரிசை அட்டவணையில் ஒரு தனிமத்தின் இடம் அதன் இணை திறனையும் அணு எடையையும் காட்டுவதாக இருக்கிறது, அணு எடை=இணை திறன்×சமான எடை. 13·5 என்று அணு எடை கொண்ட தனிமத்தை வரிசையைப் பாதிக்காமல் அமைக்க முடியவில்லை. எனவே, மெண்டலீஃப் பெரிலியத்தின் இணைதிறன் 2 எனக் கருதினர். அதன் சமான எடை 4·5 ஆகும். எனவே, பெரிலியத்தின் அணு எடை= 4·5×2=9. இந்த மதிப்புள்ள தனிமத்திற்கு அட்டவணையில் இடைவெளி இருந்தது. பெரிலியத்திற்கு இந்த அணு எடை சரியானது என்று பிற்காலத்தில் அறியப்பட்ட பல முறைகளினுலும் நிரூபிக்கப்பட்டுள்ளது. பெரிலியத்தின் தற்கால அணு எடை=9.013, இண்டியம், யுரேனியம் ஆகிய தனிமங்களின் அணு எடைகளும் இவ்வாறே திருத்தியமைக்கப்பட்டன.

மெண்டலீஃப் வகையீட்டின் குறைபாடுகள்:

(1) ஹைட்ரஜனின் இடம்

ஹைட்ரஜன் முதல் தொகுதியிலுள்ள கார உலோகங்களையும், ஏழாவது தொகுதியிலுள்ள ஹாலஜன்களையும்பண்புகளில் ஒத்திருக்கிறது. இதனுல் அட்டவணையில் ஹைட்ரஜனின் இடம் சரியாக நிச்சயிக்கப்படவில்லை, மெண்டலீஃப் இதனை முதல் தொகுதியில் வைத்தார். ஆனுல் தற்கால அட்டவணைகளில் ஹைட்ரஜன் முதல் தொகுதி, ஏழாம் தொகுதி ஆகிய இரண்டிலும் வைக்கப்பட்டுள்ளது. இதற்குக் காரணம்: ஆல்கலி அல்லது கார உலோகங்களைப்போல ஹைட்ரஜன் ஓர் எலெக்ட்ரானை இழந்து ஒரு புரோட்டானை (H^+) உண்டாக்குகிறது. ஹாலஜன்களைப்போல் ஓர் எலெக்ட்ரானை ஏற்று ஹைட்ரைடு அயனியைக் (H^-) கொடுக்கும் தன்மையையும் பெற்றிருக்கிறது. ஹைட்ரைடு அயனியைப் பெறுவதால் ஹைட்ரஜனின் முதல் ஷெல் முற்றுப்பெறுகிறது.

(2) அட்டவணையில் சில தனிமங்கள் அணு எடைகளின் ஏறுவரிசையில் வகைபடுத்தப்படவில்லை. குறைந்த அணு

எடை உள்ள தனிமம் அதிக அணு எடை உள்ள தனிமத்திற்குப் பின்னால் வருகிறது. சான்றுகள்:

ஆர்கான்	(39·9)	பொட்டாசியத்திற்கு	(39·1)	முன்
கோபால்ட்	(58·9)	நிக்கலுக்கு	(58·69)	முன்
டெலூரியம்	(127·6)	அயோடினுக்கு	(126·9)	முன்

(3) வேறுபட்ட குணங்களுடைய தனிமங்கள் சேர்க்கப்பட்டுள்ளன; ஒத்திராத குணங்களுடைய சில தனிமங்கள் ஒரே தொகுதியில் வைக்கப்பட்டுள்ளன. எடுத்துக்காட்டாக முதல் தொகுதியிலுள்ள கார உலோகங்களுக்கும் (Li, Na, K) காப்பர், கோல்டு, சில்வர் போன்ற நாணய உலோகங்களுக்கும் இடையே உள்ள ஒற்றுமைகளைவிட வேற்றுமைகளே அதிகம். காப்பர் ஈரிணைத் திறனையும், கோல்டு மூவிணைத் திறனையும் பெற்றிருப்பதால், இவையிரண்டும் மற்ற ஓரிணைத் திறனையுடைய தனிமங்களுடன் ஒரே தொகுதியில் இருத்தல் பொருத்தமாகத் தோன்றவில்லை. ஹாலஜன்களுடன் சிறிதே ஒற்றுமையைக் கொண்ட Mn, Te, மற்றும் Re உபதொகுதித் தனிமங்கள் ஹாலஜன்களுடன் VII தொகுதியில் சேர்க்கப்பட்டிருக்கின்றன.

(4) ஒத்த குணங்களுடைய தனிமங்கள் பிரிக்கப்பட்டுள்ளன. அட்டவணையில் ஒத்த குணங்களுடைய சில தனிமங்கள் வெவ்வேறான தொகுதிகளில் அமைக்கப்பட்டுள்ளன.

எடுத்துக்காட்டுகள்;

தனிமம்	Cu	Hg	Ag	Tl	Ba	Pb
தொகுதி	I	II	I	III	II	IV

Cu, Hg; Ag, Tl; Ba, Pb; ஒத்த குணங்களையுடைய இணைகள்.

(5) லாந்தனைடுகள், ஆக்டினைடுகள் இடம்: மெண்டலீஃப் அட்டவணையில் லாந்தனைடுகளுக்கும், ஆக்டினைடுகளுக்கும் திருப்திகரமான இடங்கள் அளிக்கப்படவில்லை. ஆறுவது வரிசையில் மூன்றுவது தொகுதியில் லாந்தனத்துடன் ஒரே இடத்தில் 14 தனிமங்கள் வைக்கப்பட்டுள்ளன. இதைப் போலவே ஏழாவது வரிசையில் மூன்றுவது தொகுதியில் ஆக்டினத்துடன் ஒரே இடத்தில் ஒத்த குணங்களுடைய ஆக்டினைடுகள் என்ற 14 தனிமங்கள் வைக்கப்பட்டுள்ளன.

இவற்றை அணு எடைக்கேற்ப அணு எடை ஏறுவரிசையில் அடுக்கினால் அட்டவணையின் சீர்மைத் தன்மை கெட்டுவிடக் கூடும்.

(6) தனிமங்களின் ஐசோடோப்புகளுக்கென அட்டவணையில் ஒதுக்கப்படவில்லை.

மோஸ்லியின் சோதனையும் அணு எண்ணும்

மோஸ்லி, X-கதிர் நிற நிரல்களைக் (X-ray spectra) கொண்டு நிகழ்த்திய பல ஆய்வுகளின் விளைவாக, ஒரு தனிமத்தின் மிகமுக்கியமான அடிப்படைப் பண்பு அதன் அணு எண்தான் என்றும், அணு எடை அல்லவென்றும் கண்டறிந்தார். தனிமங்களின் குணங்கள் அவற்றின் அணு எடையை விட அணு எண்ணையே பெரிதும் சார்ந்துள்ளன என அறியப்பட்டது. எனவே, மெண்டலீஃப்ன் ஆவர்த்தன விதி பின்வருமாறு மாற்றி அமைக்கப்பட்டது:

தனிமங்களின் இயற்பியல், வேதிக் குணங்கள் அவற்றின் அணு எண்களுக்கு ஏற்ப திரும்பத்திரும்ப வருகின்றன.

ஒரு தனிமத்தின் பண்புகள் அத்தனிம அணுவிலுள்ள எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கையையும், அவற்றின் அமைப்பையும் சார்ந்துள்ளது. ஒரு தனிமத்திலுள்ள எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை அத் தனிமத்தின் அணு எண்ணைக் குறிக்கிறது. இதிலிருந்து, தனிம வரிசை அட்டவணையில் தனிமங்கள் அவற்றின் அணு எண்களின் ஏறுவரிசையில் வரிசைப்படுத்தப்பட்டுள்ளன என்றும், அணு எடையின் ஏறு வரிசையில் அல்ல என்றும் தெரிகிறது. எனவே, ஒரு தனிமத்தின் அணு எண்ணை, அட்டவணையில் அத் தனிமத்தின் வரிசை எண்ணுக்கு சமம் என விளக்கலாம்.

இவ்வாறு புதிதாக மாற்றியமைத்த ஆவர்த்தன விதி தனிம வரிசை அட்டவணையில் உள்ள குறைபாடுகளை நீக்கியது: (a) ஆர்கான், பொட்டாசியம் ஆகிய தனிமங்கள் முரணான இடங்களைப் பெற்றிருக்கவில்லை. அவற்றின் அணு எண்களின் ஏறுவரிசையில்தான் இத் தனிமங்கள் அமைந்துள்ளன. (b) ஒரு தனிமத்தின் ஐசோடோப்புகள் ஒரே அணு எண்ணைப் பெற்றிருப்பதால் அவற்றுக்கென அட்டவணையில் தனி இடங்கள் ஒதுக்க வேண்டியதில்லை என அறியப்படுகிறது. (c) அணு எண் கோட்பாடு வேதிப் பண்புகளுக்கும் அணு உள்ளமைப்புக்கும் உள்ள உறவை விளக்கியது.

LONG PERIODIC TABLE

I A	II A	III A	IV A	V A	VI A	VII A	VIII			I B	II B	III B	IV B	V B	VI B	VII B	O
1 H 1·00797																1 H 1·00797	2 He 4·0026
3 Li 6·939	4 Be 9·0122											5 B 10·811	6 C 12·01115	7 N 14·0067	8 O 15·9994	9 F 18·9984	10 Ne 20·183
11 Na 22·9898	12 Mg 24·312											13 Al 26·9815	14 Si 28·086	15 P 30·9738	16 S 32·064	17 Cl 35·453	18 Ar 39·948
19 K 39·102	20 Ca 40·08	21 Sc 44·956	22 Ti 47·90	23 V 50·942	24 Cr 51·996	25 Mn 54·9380	26 Fe 55·847	27 Co 58·9332	28 Ni 58·71	29 Cu 63·54	30 Zn 65·37	31 Ga 69·72	32 Ge 72·59	33 As 74·9216	34 Se 78·96	35 Br 79·909	36 Kr 83·80
37 Rb 85·47	38 Sr 87·62	39 Y 88·905	40 Zr 91·22	41 Nb 92·906	42 Mo 95·94	43 Tc	44 Ru 101·07	45 Rh 102·905	46 Pd 106·4	47 Ag 107·870	48 Cd 112·40	49 In 114·82	50 Sn 118·69	51 Sb 121·75	52 Te 127·60	53 I 126·9044	54 Xe 131·30
55 Cs 132·905	56 Ba 137·34	57–71 Lanthanides	72 Hf 178·49	73 Ta 180·948	74 W 183·85	75 Re 186·2	76 Os 190·2	77 Ir 192·2	78 Pt 195·09	79 Au 196·967	80 Hg 200·59	81 Tl 204·37	82 Pb 207·19	83 Bi 208·980	84 Po	85 At	86 Ru
87 Fr	88 Ra	89–103 Actinides	104														

Lanthamdes	57 La 138·91	58 Ce 140·12	59 Pr 140·907	60 Nd 144·24	61 Pm	62 Sm 150·35	63 Eu 151·96	64 Gd 157·25	65 Tb 158·924	66 Dy 162·50	67 Ho 164·930	68 Er 167·26	69 Tm 168·934	70 Yb 173·04	71 Lu 174·97
Actinides	89 Ac	90 Th 232·038	91 Pa	92 U 238·03	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lw

படம் 40.

நீண்ட தனிம வரிசை அட்டவணை

நீண்ட தனிம வரிசை அட்டவணை (Long Form of Periodic Table)

மெண்டலீஃப் தனிம வரிசை அட்டவணையை மாற்றியமைப்பதற்குப் பல கருத்துகள் வெளியிடப்பட்டன. இவற்றில் மிகச்சிறந்தது நீண்ட தனிம வரிசை அட்டவணை ஆகும். இது அதிகமாக வழக்கத்தில் உள்ளதும் ஆகும். இந்த அட்டவணை முன்பக்கத்தில் கொடுக்கப்பட்டுள்ளது. இதில் குறுகிய வரிசைகள் சிறிதாக்கப்பட்டும், நீள வரிசைகள் விரிவாக்கப்பட்டும் இருக்கின்றன. ஒவ்வொரு நீள வரிசையிலும் உள்ள தனிமங்கள், மெண்டலீஃப் அட்டவணையில் இரு வரிசைகளில் உள்ளது போலல்லாமல் ஒரே வரிசையில் வகைப்படுத்தப்பட்டுள்ளன.

நீண்ட தனிம வரிசை அட்டவணையின் சிறப்பியல்புகள்: (1) ஹைட்ரஜனுக்குக் கார உலோகங்கள், ஹாலஜன்கள் ஆகிய இரண்டு தனிம வகைகளின் தொகுதிகளில் இடமளிக்கப்பட்டுள்ளது. (2) ஒவ்வொரு தொகுதியும் A, B கிளைத் தொகுதிகளாகப் பிரிக்கப்பட்டுள்ளன. ஒவ்வொரு கிளைத் தொகுதியிலும் உள்ள தனிமங்கள் வேதிப் பண்புகளில் ஒன்றுபட்டுள்ளன. (3) ஒரு தனிமத்தின் இடம் அதன் எலெக்ட்ரான் அமைப்பைக் காட்டுகிறது. (4) ஒவ்வொரு வரிசையும் ஒரு மந்தவாயுத் தனிமத்தில் முடிவடைகிறது. இது ஒரு குறியிட்ட ஷெல் பூர்த்தியாவதைக் காட்டுகிறது.

வினாக்கள்

(1) தனிமங்களை வகைப்படுத்த அளிக்கப்பட்ட பல்வேறு முறைகள் யாவை? மெண்டலீஃப் வகையீட்டை விளக்கி வரைக.

(2) ‘ஒரு தனிமத்தின் அணு எண்தான் அதன் பண்புகளை நிர்ணயிக்கிறது. அணு எடை அல்ல.’—விளக்குக.

(3) தனிம வரிசை அட்டவணையின் வரிசை, மற்றும் தொகுதிகளின் சிறப்பியல்புகளை விவரிக்க.

(4) மெண்டலீஃப் அட்டவணையின் பயன்களும் குறைபாடுகளும் யாவை? தற்கால அணு எண் கொள்கை அவ்வட்டவணையின் குறைபாடுகளை எவ்வாறு நீக்குகிறது?

(5) குறிப்பு வரைக: (a) அயனியாக்க ஆற்றல்; (b) எலெக்ட்ரான் கவர் ஆற்றல்; (c) அணு எண்.

9. வாயுக்கள்

(Gases)

பொருள் திண்மம், நீர்மம், வாயு நிலைகளில் அமைந்துள்ளது. திண்மங்களுக்குக் குறிப்பிட்ட உருவம், கன பரிமாணம், அமைப்பு ஆகியவை உண்டு. திரவங்களுக்கும் குறிப்பிட்ட கன அளவு உண்டு. ஆனால் அவற்றிற்கென தனிப்பட்ட உருவம் கிடையாது. வாயுக்களுக்குத் தனிப்பட்ட உருவம், கன அளவு இரண்டும் கிடையாது. வாயுக்களின் பொதுவான பண்புகள் சிலவற்றைக் கீழே காணலாம்:

(1) வாயுக்கள் தங்களுக்கென தனிப்பட்ட உருவம், கன அளவு ஆகியவற்றைப் பெற்றிருப்பதில்லை. இவை எல்லாப் பக்கங்களிலும் பரவும் தன்மை பெற்றிருக்கின்றன. ஆனால் ஒரு கொள்கலத்தில் அடைக்கப்பட்டிருக்கும் வாயு, கலம் முழுவதும் ஒரே சீராக பரவும் பண்பைப் பெற்றிருக்கின்றது. இவ்வாறு குறிப்பிட்ட கன அளவில் வாயு மூலக்கூறுகள் பரவும் பண்புக்கு விரவுதல் (diffusion) எனப் பெயர்.

(2) பொதுவாக வாயுக்களும், ஆவிகளும் குறைந்த அடர்த்தியைப் பெற்றிருக்கின்றன.

(3) வாயுக்கள் முழுவதும் சமச்சீராக உள்ளவை.

(4) வாயுக்கள், அவை அடைக்கப்பட்டிருக்கும் கொள்கலத்தின் சுவர்களில் அழுத்தத்தைத் தோற்றுவிக்கின்றன.

(5) வாயுக்கள் ஒன்றோடொன்று நன்கு கலக்கின்றன.

(6) எல்லா வாயுக்களும் ஒரு குறிப்பிட்ட வெப்பநிலையான நிலைமாறு வெப்பநிலைக்குக் கீழே, அதிக அழுத்தத்தில் திரவமாக்கப்படுகின்றன.

ஒரு பொருளின் கன அளவு அதன் அழுத்தத்தையும், வெப்பநிலையையும் பொறுத்துள்ளது. ஆனால், திரவங்கள், திண்மங்கள் ஆகியவற்றின் கன அளவு, அழுத்தம், வெப்பநிலையுடன் அதிகமாக மாறுவதில்லை. எனவே, இவற்றின் அளவை, மோல்களின் எண்ணிக்கையாகக் கூறுவதற்கு, கன அளவு மட்டும் தெரிந்தால் போதும். ஆனால் வாயுக்களின் அளவைக் குறிப்பிட அழுத்தம், வெப்பநிலை போன்ற காரணக் கூறுகளும் அவசியமாகின்றன.

ஒரு பொருளின் வெப்பநிலை, அப் பொருளில் வெப்பம் செல்லும் திசையைக் குறிக்கிறது. பொதுவாக வெப்பம், சூடான அல்லது வெப்பநிலை அதிகமாக உள்ள இடத்திலிருந்து குளிர்ந்த அல்லது வெப்பநிலை குறைவான இடத்திற்குப் பாய்ந்து செல்கிறது.

வெப்பநிலை வெப்பம் செல்லும் திசையைக் குறிப்பதுபோல் அழுத்தம் பொருண்மை பரவும் திசையைக் குறிக்கிறது. அழுத்தம் என்பது ஓர் அலகு பரப்பில் அழுத்தும் விசை (force per unit area) என்று வரையறுக்கப்பட்டுள்ளது. அழுத்தத்தின் அலகு டைன்கள்/சதுர செ.மீ. ஆகும்.

வாயுக்களில், அழுத்தம், கன அளவு, வெப்பநிலை போன்ற காரணக் கூறுகளின் மாற்றங்களால் ஏற்படும் விளைவுகளை விளக்கப் பல விதிகள் வரையறுக்கப்பட்டுள்ளன.

பாயில் விதி (Boyle's Law)

ஒரு வாயுவின் கன அளவிற்கும், அழுத்தத்திற்கும் உள்ள தொடர்பைப் பாயில் விதி விளக்குகிறது. இவ் விதியின்படி

"நிலையான (மாருத) வெப்பநிலையில், ஒரு குறிப்பிட்ட எடையுள்ள வாயுவின் கன அளவு அதன் அழுத்தத்துடன் தலைகீழ் விகிதத் தொடர்பைப் பெற்றுள்ளது."

குறிப்பிட்ட எடையுள்ள வாயுவின் கன அளவு $= V$, அதன் அழுத்தம் $= P$, நிலையான வெப்பநிலை $= t°C$ ஆக இருந்தால், பாயிலின் விதிப்படி

$$V \propto \frac{1}{P} \text{ அல்லது } V = \frac{K}{P}$$

இங்கு K என்பது மாறிலி (constant).

$$\therefore \quad PV = K \text{ (மாறிலி)}$$

எனவே, நிலையான வெப்பநிலையில் ஒரு குறிப்பிட்ட எடையுள்ள வாயுவின் அழுத்தம், கன அளவு ஆகிய இரண்டின் பெருக்குத் தொகை ஒரு மாறிலியாகும். ஒரு குறிப்பிட்ட எடையுள்ள வாயுவிற்கு P_1 அழுத்தத்தில் கன அளவு = V_1 ஆகவும், P_2 அழுத்தத்தில் கன அளவு = V_2 ஆகவும் இருந்தால்

$$P_1V_1 = P_2V_2 = K \text{ (மாறிலி)}$$

கணக்கு:

15 வளி மண்டல அழுத்தத்தில் 4 லிட்டர் கன அளவைப் பெற்றிருக்கும் ஒரு வாயு 20 வளி மண்டல அழுத்தத்தில் அடைத்துக் கொள்ளும் கன அளவைக் கணக்கிடுக.

$$P_1V_1 = P_2V_2$$

$$15 \times 4 = 20 \times V_2$$

$$V_2 = \frac{15 \times 4}{20} = 3 \text{ லிட்டர்.}$$

சார்லசின் விதி (Charle's Law)

இவ்விதி, ஒரு வாயுவின் கன அளவிற்கும் வெப்பநிலைக்கும் உள்ள தொடர்பைக் காட்டுகிறது. இவ் விதியின்படி

"நிலையான அழுத்தத்தில், 0°C வெப்பநிலையில் ஒரு குறிப்பிட்ட எடையுள்ள வாயுவின் ஒவ்வொரு °C (degree centigrade) வெப்பநிலை உயர்விற்கும் $\frac{1}{273}$ பங்கு அதன் கன அளவில் உயர்வு காணப்படும்."

ஒரு குறிப்பிட்ட வாயுவின் கன அளவு 0°C-ல் V_0 எனவும், t°C-ல் V எனவும் கொள்வோம். சார்லசின் விதிப்படி நிலையான அழுத்தத்தில்,

$$1°\text{C உயர்வின்போது கன அளவு} = V_0 + V_0 \times \frac{1}{273}$$

$$2°\text{C உயர்வின்போது கன அளவு} = V_0 + V_0 \times \frac{2}{273}$$

$$°\text{C உயர்வின்போது கன அளவு } V = V_0 + V_0 \times \frac{t}{273}$$

$$= V_0 \left(1 + \frac{t}{273}\right)$$

$$V = V_0 \left(\frac{273 + t}{273}\right)$$

வெப்பநிலை $t = -273°C$ ஆக இருந்தால்

$$V = V_0 \left(\frac{273 - 273}{273}\right) = 0$$

எனவே, நிலையான அழுத்தத்தில் ஒரு வாயுவைக் குளிர வைத்தால் —273°C-ல் அதன் கன அளவு பூச்சியமாகிறது. இது போலவே, நிலையான கன அளவில், ஒரு குறிப்பிட்ட எடையுள்ள வாயுவைக் குளிரவைத்தால் —273°C-ல் அதன் அழுத்தமும் பூச்சியமாகிறது என அறிகிறோம். எனவே, ஒரு வாயுவின் கன அளவைக் குறிக்கும் மிகக் குறைந்த வெப்பநிலை —273°C எனத் தெரிகிறது. இந்த வெப்பநிலையைச் சார்பிலா சுன்ன வெப்ப நிலை (Absolute Zero) என்கிறோம்.

தனி வெப்ப அளவை (The absolute scale of temperature)

இம் முறை வெப்ப அளவையில் —273°C பூச்சிய அளவாக உள்ளது. இதற்குத் தனி வெப்ப அளவை எனப் பெயர். தனி வெப்ப அளவையை °A அல்லது °K என்ற குறியீட்டால் குறிக்கிறோம். எடுத்துக்காட்டாக —273°C = 0°A. சென்டிகிரேட் அளவை (centigrade scale) தனி வெப்ப அளவிற்கு மாற்ற, சென்டிகிரேட் அளவுடன் 273ஐக் கூட்ட வேண்டும். சான்றாக t°C வெப்பநிலை தனி வெப்ப அளவில் $(273+t)$°A என ஆகிறது.

சென்டிகிரேட் வெப்பநிலையை $t°$ என்றும், தனி வெப்ப நிலையை $T°$ என்றும் கொண்டால்,

$$T = 273 + t$$

சார்லசின் விதிப்படி

$$V = V_0 \left(\frac{273 + t}{273}\right)$$

$$= \frac{V_0 \times T}{273} \quad (273 + t = T)$$

ஒரு குறிப்பிட்ட எடையுள்ள வாயுவிற்கு நிலையான அழுத்தத்தில் $\frac{V_0}{273}$ எப்போதும் நிலையானதாக இருக்குமாதலால்,

$$V = KT \quad \text{அல்லது} \quad V \propto T$$

ஆகவே, சார்லஸ் விதிக்குக் கீழ்க்கண்ட முறையிலும் வேறுவிதமாக வரைவிலக்கணமும் கூறலாம்:

நிலையான அழுத்தத்தில், ஒரு குறிப்பிட்ட எடையுள்ள வாயுவின் கன அளவு அதன் தனி வெப்ப அளவுடன் நேர்விகிதத் தொடர்பைப் பெற்றிருக்கும்.

இதைப் போலவே, அழுத்தத்திற்கும், வெப்பநிலைக்குமுள்ள தொடர்பையும் விளக்கலாம்: கன அளவு மாறாதிருக்கும்போது, ஒரு குறிப்பிட்ட எடையுள்ள வாயுவின் அழுத்தம் அதன் தனி வெப்ப அளவுடன் நேர் விகிதத் தொடர்பைப் பெற்றிருக்கும்.

$$P \propto T \quad (V \text{ மாறிலியாக இருக்கும்போது})$$

அல்லது $P =$ மாறிலி $\times T$

அல்லது $\frac{P}{T} =$ மாறிலி

கணக்கு:

ஒரு குறிப்பிட்ட எடையுள்ள கார்பன் டைஆக்சைடு 27°C வெப்பநிலையில் 600 c. c. கன அளவைப் பெற்றுள்ளது. 87 °C வெப்பநிலையில், அழுத்தம் மாறாதிருந்தால் அதன் கன அளவு என்ன?

மாறாத அழுத்தத்தில் $\frac{V}{T}$ ஒரு மாறிலியாகும்.

அதாவது $\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$

$V_1 = 600$ c. c.

$T_1 = (273 + 27)°$ A

$= 300°$A

$T_2 = (273 + 87)°$ A

$= 360°$ A

$$\frac{600}{300} = \frac{V_2}{360}$$

$$V_2 = \frac{600 \times 360}{300} = \underline{720} \text{ c. c.}$$

குறிக்கோள் நிலை வாயுவிற்குரிய விதி
(The Ideal gas law)

பொதுவான வாயுச் சமன்பாடு (The General Gas Equation)

பாயில் விதி, சார்லஸ் விதி இரண்டையும் இணைத்து, ஒரு குறிப்பிட்ட எடையுள்ள வாயுவின் கன அளவு, அழுத்தம்

வெப்பநிலை இம் மூன்றுக்கும் உள்ள தொடர்பை விளக்கும் வகையில் ஒரு பொதுவான சமன்பாடு நிறுவப்பட்டுள்ளது.

பாயில் விதிப்படி $V \propto \frac{1}{P}$ (நிலையான வெப்பநிலையில்)

சார்லஸ் விதிப்படி $V \propto T$ (நிலையான அழுத்தத்தில்)
இரண்டு விதிகளையும் ஒன்றாக இணைத்தால் கிடைப்பது

$$V \propto \frac{T}{P}$$

அல்லது $PV \propto T$ அல்லது $PV = KT$

இச் சமன்பாட்டில் K என்பது ஒரு மாறிலி. ஒரு குறிப்பிட்ட எடையுள்ள ஒரு வாயுவின் கன அளவு, P_1 அழுத்தம், T_1 வெப்பநிலையில் V_1 ஆகவும், P_2 அழுத்தம், T_2 வெப்பநிலையில் V_2 ஆகவும் இருந்தால்,

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

கணக்கு:

ஒரு குறிப்பிட்ட எடையுள்ள வாயு 27°C வெப்பநிலையிலும், 500 m.m. அழுத்தத்திலும், 400 c.c. கன அளவைப் பெற்றிருக்கிறது. 77°C-லும், 600 மி.மீ. அழுத்தத்திலும் அவ் வாயுவின் கன அளவைக் கணக்கிடுக.

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

$$\frac{400 \times 500}{300} = \frac{600 \times V_2}{350}$$

$$V_2 = \frac{400 \times 500}{300} \times \frac{350}{600} = 390 \text{ c.c.}$$

மேற்கண்ட வாயுக்களின் பொதுவான சமன்பாட்டிலுள்ள K-ன் மதிப்பு கீழ்க்கண்டவற்றைச் சார்ந்துள்ளது:

(i) வாயுவின் அளவு (ii) P, V, T ஆகியவற்றின் அலகுகள்.

அவகாட்ரோ கருதுகோளைப் பயன்படுத்தி ஒரு குறிப்பிட்ட அளவுள்ள வாயுவுக்குப் பொதுவான சமன்பாட்டை நிறுவலாம். அவகாட்ரோ கருதுகோளின்படி ஒரு மோல்

(கிராம் மூலக்கூறு) அளவுள்ள எல்லா வாயுக்களும், ஒரே வெப்பநிலைகளில் சமகன அளவான 22·4 லிட்டரைப் பெற்றிருக்கும். எனவே, ஒரு மோல் அளவுள்ள எல்லா வாயுக்களுக்கும் K-ன் மதிப்பு மாருத ஒன்ருகும், இச் சமன்பாடுகளில் Kஐ R என்பதால் பதிலீடு செய்யக் கீழ்க்கண்ட சமன்பாடு கிடைக்கிறது:

$$PV = RT$$

இச் சமன்பாட்டில் R என்பது வாயு மாறிலி என வழங்கப்படுகிறது. எடுத்துக்கொண்ட வாயுவின் எடை ஒரு கிராமாக இருந்தால், மாறிலி Rஐ உரிமை வாயு மாறிலி (Specific gas constant) என்கிருேம். வாயுவின் எடை ஒரு கிராம் மூலக்கூருக இருப்பின், மாறிலி Rஐ எல்லா வாயுக்களுக்கும் உரிய வாயு மாறிலி (Universal gas constant) அல்லது மோலார் வாயு மாறிலி என்கிருேம். R-ன் மதிப்பு எல்லா வாயுக்களுக்கும் ஒரே மாதிரியாக மாருத நிலை எண்ணுக இருக்கும். ஒரு வாயுவின் அழுத்தம், கன அளவு, தனி வெப்பநிலை ஆகிய மூன்றிற்கும் இடையே உள்ள தொடர்பை விளக்கிக் காட்டும் இச் சமன்பாட்டை ($PV = RT$) வாயுச் சமன்பாடு என்கிருேம்.

மேலும், ஒரு பொதுவான வாயுச் சமன்பாட்டைக் கீழ்க்கண்டவாறும் எழுதலாம்:

$$PV = nRT$$

இச் சமன்பாட்டில் n என்பது வாயுவின் மோல்களின் எண்ணிக்கையையும், P அதன் அழுத்தத்தையும், V வாயுவின் கன அளவையும், R அதன் தனி வெப்பநிலையையும் காட்டுகிறது.

R-ன் மதிப்பைக் கணக்கிடுதல்:

$$R = \frac{\text{அழுத்தம்} \times \text{கன அளவு}}{\text{வெப்பநிலை}}$$

R-ன் மதிப்பு $R = \frac{PV}{T}$ என்ற சமன்பாட்டிலிருந்து கணக்கிடப்படுகிறது. P-ன் மதிப்பை வளி மண்டல அழுத்தமாகவும், Vஐ லிட்டரிலும், Vஐ °A-லும் எடுத்துக் கொண்டால், R-ன் மதிப்பு லிட்டர் வளி மண்டல அழுத்தம் என்னும் அலகில் கிடைக்கிறது.

$P = 1$ வளி மண்டலம். $V = 22{\cdot}4$ லிட்டர்கள். $T = 273°A$.

$$R = \frac{PV}{T} = \frac{22 \cdot 4 \times 1}{273} = 0 \cdot 08205$$ லிட்டர் — வளி மண்டலம் / டிகிரி / மோல்

P-ன் மதிப்பை டைன்கள் / சதுர செ.மீட்டரிலும், Vஐ c.c.யிலும் குறித்தால், $P = 76 \times 13 \cdot 6 \times 981$ டைன்கள் / சதுர செமீ.

$$V = 22,400 \text{ c. c.} \qquad T = 273\ ^\circ A$$

$$\therefore\ R = \frac{PV}{T} = \frac{76 \times 13 \cdot 6 \times 981 \times 22,400}{273}$$

$$= 8 \cdot 314 \times 10^{7}$$ எர்குகள் / டிகிரி / மோல்.

R-ன் மதிப்பைக் காலரிகளிலும் கூறலாம். இதன் மதிப்பு $1 \cdot 987$ அல்லது 2 காலரிகள் ஆகும் (1 காலரி $= 4 \cdot 184 \times 10^{7}$ எர்குகள்). எனவே, மோலார் வாயு மாறிலி Rஐக் கீழ்க் கண்டவாறு வரையறுத்துக் கூறலாம்:

ஒரு மோல் குறிக்கோள் நிலையிலுள்ள வாயுவின் வெப்ப நிலையை 1 டிகிரி சென்டிகிரேட் (one degree centigrade) உயர்த்துவதற்குத் தேவையான வெப்பத்தினளவு காலரிகளில் மோலார் வாயு மாறிலி R எனப்படுகிறது.

பகுதி அழுத்தங்கள் பற்றிய டால்டனின் விதி (Dalton's law of Partial Pressures)

ஒன்றோடொன்று வினைபுரியாத வாயுக்களைக் கொண்டிருக்கும் கலவைகளின் பண்பை டால்டனின் பகுதி அழுத்த விதி விளக்குகிறது ஒரு கலவையிலுள்ள வாயுவின் பகுதி அழுத்தம் என்பது, அதே வெப்பநிலையில் அவ் வாயு மட்டும் கொள்கலனை அடைத்துக் கொண்டிருந்தால் அது ஏற்படுத்தும் அழுத்தமாகும். அதாவது இவ்வாயு, கலவை அடைத்துக் கொள்ளும் அதே கன அளவை, அதே வெப்பநிலையில் பெற்றிருந்தால், அது ஏற்படுத்தும் அழுத்தம் பகுதி அழுத்தமாகும். டால்டனின் பகுதி அழுத்த விதியைக் கீழ்க்கண்டவாறு கூறலாம்:

வாயுக்கள் கலந்த ஒரு வாயுக் கலவையின் மொத்த அழுத்தம் கலவையில் உள்ள வாயுக்களின் பகுதி அழுத்தங்களின் (partial pressures) கூட்டுத் தொகைக்குச் சமமாகும்.

ஒரு வாயுக் கலவையின் மொத்த அழுத்தம் P ஆகவும் அதிலுள்ள வாயுக்களின் பகுதி அழுத்தங்கள் P_1, P_2 என்றும் இருந்தால், இவ் விதியின்படி

$$P = P_1 + P_2 + \ldots\ldots$$

இச் சமன்பாட்டிலிருந்து ஓர் உண்மை வெளியாகிறது. வாயுக்கலவையிலுள்ள வாயுக்கள் ஒன்றோடொன்று வினைப் படாதிருந்தால், ஒவ்வொரு வாயுவின் அழுத்தமும், மற்ற வாயுவினால் பாதிக்கப்படுவதில்லை.

டால்டனின் பகுதி அழுத்த விதியைப் பின்வரும் எடுத்துக் காட்டால் விளக்கலாம். ஒரே கன அளவுள்ள மூன்று குடுவைகள் எடுத்துக் கொள்ளப்படுகின்றன. இவற்றில் முதல் இரண்டு குடுவைகளில் முறையே ஹைட்ரஜன் வாயுவும், ஆக்சிஜன், ஒரே வெப்பநிலையில் நிரப்பப்படுகின்றன. மூன்றாவது குடுவையில் அதே அளவுள்ள ஹைட்ரஜன் ஆக்சிஜன் இரண்டும் கலந்து எடுத்துக்கொள்ளப்படுகிறது. சான்றாக ஹைட்ரஜனின் அழுத்தம் 5 செமீ ஆகவும், ஆக்சிஜனின் தனியான அழுத்தம் 10 செமீ ஆகவும் இருந்தால், மூன்றாவது குடுவையிலுள்ள வாயுக்கலவையின் மொத்த அழுத்தம் 15 செமீ ஆக உள்ளது. இம் மொத்த அழுத்தம், ஹைட்ரஜன், ஆக்சிஜன் ஆகிய வாயுக்களின் பகுதி அழுத்தங்களின் கூட்டுத் தொகைக்கு சமமாகிறது.

சோதனைச் சாலையில் நீரின் மேல் ஒரு வாயு சேகரிக்கப் பட்டால், அவ்வாயு நீரின் ஆவியுடன் சேர்ந்து காணப்படு கிறது. இதனால், கணக்கிடப்பட்ட வாயுவின் அழுத்தம், உலர்ந்த வாயுவின் அழுத்தம், நீரின் ஆவி அழுத்தம் ஆகிய இரண்டு அழுத்தங்களின் கூட்டுத்தொகையாகும். சோதனைச் சாலையில் சேகரிக்கப்பட்ட வாயுவின் அழுத்தம் P ஆக இருந்தால், $P = P_1 + p$. இங்கு P_1 என்பது உலர்ந்த வாயுவின் அழுத்தத்தையும், P நீரின் ஆவியழுத்தத்தையும் (aqueous tension) குறிக்கிறது. எனவே, உலர்ந்த வாயுவின் அழுத்தம் $P_1 = P - p$. ஆகும்.

வாயுக்களின் இயக்கப் பண்புக் கொள்கை (Kinetic Theory of gases)

இதுவரையில் பார்த்த வாயு சம்பந்தமான விதிகள் எல்லாம் சோதனைகளின் அடிப்படையில் வாயுக்களின் பண்பு களை விளக்குவனவாக அமைந்துள்ளன. ஆனால், வாயுக் களின் இயக்கப் பண்புக் கொள்கை, பல கோட்பாடுகளை (postulates) அடிப்படையாகக் கொண்டு வாயுக்களின் தன்மைகளை விளக்குவதாக இருக்கிறது. பெர்னூலி, கிளாசியஸ், மேக்ஸ்வெல், வாண்டர்வால் ஆகிய விஞ்ஞானிகள் வாயுக் களின் இயக்கப்பண்புக் கொள்கையை விரிவாக்கி அளித்துள் ளார்கள்.

இயக்கப் பண்புக் கொள்கையின் முக்கியக் கோட்பாடுகள்

(1) எல்லா வாயுக்களும் மிக நுண்ணிய துகள்களான மூலக் கூறுகளால் ஆனவை.

(2) ஒரே வாயுவின் எல்லா மூலக்கூறுகளும் ஒத்த நிறை ஒத்த பண்புடையன.

(3) வாயுவில் உள்ள மூலக்கூறுகள் எல்லாம் நிலையாக நில்லாமல் எல்லாத்திசைகளிலும் ஒழுங்கற்ற முறையில் இயங்குகின்றன (random motion).

(4) இயக்கத்தின்போது, மூலக்கூறுகள் ஒன்றோடொன்று மோதிக் கொள்கின்றன; ஆனால் மூலக்கூறுகள் நேர் கோட்டுப் பாதையில்தான் செல்கின்றன.

(5) மூலக்கூறுகள் ஒன்றோடொன்று மோதிக்கொள்ளும் போதும், கொள்கலத்தின் சுவர்களின்மீது மோதும் போதும், அவற்றின் திசை மாறுகின்றது. மோதல்கள் மீள்தன்மையுடன் (elastic collisions) நிகழ்கின்றன. இதனால் வாயுவின் சராசரி ஆற்றல் மாறாமல் நிலையாக இருக்கிறது.

(6) பாத்திரத்தின் சுவர்களின்மீது வாயுவானது காட்டும் அழுத்தம் மூலக்கூறுகள் பாத்திரத்தின் சுவர்கள்மீது மோதுவதால் உண்டாவதேயாகும்.

(7) மூலக்கூறுகளுக்கிடையேயுள்ள மூலக்கூறு விசைகள் (inter molecular forces) மிகமிகக் குறைவு. குறிப்பிடத்தக்க அளவு மூலக் கூறுகளுக்கிடையே கவர்ச்சி இல்லை. இதனால் மூலக்கூறுகள் கட்டுப்பாடின்றி இயங்க முடிகிறது.

(8) பாத்திரத்தின் கன அளவோடு ஒப்பிடும்போது, மூலக் கூறுகளின் பருமன் புறக்கணிக்கத்தக்கது எனக் கொள்ளலாம். பாத்திரத்தின் முழுக் கொள்ளளவும் (entrire space) மூலக் கூறுகளின் இயக்கத்திற்குக் கிடைக்கின்றன எனவும் கருதலாம்.

(9) வாயு மூலக்கூறுகள் தங்களின் இயக்கங்களினால் இயக்க ஆற்றலைப் (kinetic energy) பெற்றுள்ளன. ஒரு குறிப்பிட்ட காலத்தில் எல்லா மூலக் கூறுகளும் சமமான இயக்க ஆற்றலைப் பெற்றிருக்கவில்லை. ஒரு மூலக்கூறின் சராசரி இயக்க ஆற்றல் (average kinetic energy) வாயுவின் தனி வெப்ப நிலையுடன் (absolute temperature) நேர்விகிதத் தொடர்பைப்

பெற்றுள்ளது. வெப்பநிலை உயரும்போது மூலக்கூறுகளின் சராசரி இயக்க ஆற்றலும் உயருகிறது. எனவே, ஒரு குறிப்பிட்ட வெப்பநிலையில் ஒரு மோல் அளவுள்ள எல்லா வாயுக்களும் சமமான சராசரி இயக்க ஆற்றலைப் பெற்றிருக்க வேண்டும்.

வினாக்கள்

1. கீழ்க்கண்டவற்றை விளக்கிக் கூறுக:

   (a) பாயில் விதி; (b) சார்லஸ் விதி; (c) குறிக்கோள் நிலை வாயுச் சமன்பாடு; (d) மோலார் வாயு மாறிலி.

2. ஒரு வாயுவின் கன அளவு எங்ஙனம் அழுத்தம், வெப்பநிலை ஆகியவற்றினால் பாதிக்கப்படுகிறது என்பதை விளக்குக.

3. பாயில் விதி, சார்லஸ் விதி ஆகிய இரண்டையும் இணைத்து வாயுச் சமன்பாட்டை எவ்வாறு பெறுவாய்?

4. டால்டனின் பகுதி அழுத்த விதி என்பது யாது? எடுத்துக்காட்டுகளுடன் இதை விளக்குக.

5. வாயுக்களின் இயக்கப் பண்புக் கொள்கையின் கோட்பாடுகள் யாவை?

10. அவகாட்ரோ கருதுகோள்

(Avogadro's Hypothesis)

டால்டனின் அணுக் கொள்கையின்படி அணுக்கள் சிறிய முழு எண்கள் விகிதத்தில் கூடுகின்றன. கே லூசாக்கின் கன அளவு விதி, வினைபடும் வாயுக்களின் கன அளவுகளும், விளைந்த வாயுக்களின் கன அளவுகளும் சிறிய முழு எண்கள் விகிதத்தில் இருக்க வேண்டும் என்று கூறுகிறது. இவ்விரண்டு விதிகளிலிருந்தும், வாயுக்களின் கன அளவுகளும், அவை பெற்றிருக்கும் அணுக்களும் தொடர்பு கொண்டிருக்க வேண்டும் என அறியப்பட்டது. இக் கருத்தைப் பயன்படுத்திப் பெர்சீலியஸ் (Berzelius) என்பவர் ஒரு கருதுகோளை வெளியிட்டார். இதற்குப் 'பெர்சீலியஸ் கருதுகோள்' (Berzelius hypothesis) எனப் பெயர். இதன்படி

'ஒரே வெப்ப அழுத்த நிலைகளில் சம கன அளவுள்ள எல்லா வாயுக்களும் சம எண்ணிக்கையுள்ள அணுக்களைப் பெற்றிருக்கின்றன.'

இக் கருதுகோளை ஹைட்ரஜன், குளோரின் இரண்டும் வினைபட்டு ஹைட்ரஜன் குளோரைடு உண்டாகும் வினைக்குப் பயன்படுத்துவோம். சோதனையின்மூலம் கண்டறிந்த அளவுகளின்படி ஒரு கன அளவு ஹைட்ரஜனும், ஒரு கன அளவு குளோரினும் இணைந்து இரண்டு கன அளவுகள் ஹைட்ரஜன் குளோரைடு உண்டாகிறது என்று அறியப்பட்டது. இவ்வெல்லாக் கனஅளவுகளும் ஒரே வெப்ப, அழுத்த நிலைகளில் அளவிடப்படுகின்றன.

$$\left.\begin{matrix}\text{ஹைட்ரஜன்} + \text{குளோரின்} \\ \text{1 கன அளவு} \quad \text{1 கன அளவு}\end{matrix}\right\} \rightarrow \left\{\begin{matrix}\text{ஹைட்ரஜன் குளோரைடு} \\ \text{2 கன அளவுகள்}\end{matrix}\right.$$

இங்கு வினைபடும் வாயுக்களின் கன அளவுகளுக்கும், விளைந்த வாயுவான ஹைட்ரஜன் குளோரைடின் கன அளவுக்குமுள்ள விகிதம் 1 : 1 : 2 ஆகும். இம் முடிவு கே லூசாக்கின் விதியை ஒத்திருக்கிறது. ஒவ்வொரு வாயுவின் ஒரு கன அளவும் n அணுக்களைப் பெற்றிருக்கின்றன எனக் கொள்வோம்.

எனவே, பெர்சீலியஸின் கருதுகோள்படி 1 கன அளவு ஹைட்ரஜன் n அணுக்கள் ஹைட்ரஜனையும், ஒரு கன அளவு குளோரின் n குளோரின் அணுக்களையும், இரண்டு கன அளவுகள் ஹைட்ரஜன் குளோரைடு 2n கூட்டணுக்கள் ஹைட்ரஜன் குளோரைடையும் பெற்றிருக்க வேண்டும் எனத் தெரிகிறது.

∴ n அணுக்கள் ஹைட்ரஜன் + n அணுக்கள் குளோரின் ⟶
2n கூட்டணுக்கள் ஹைட்ரஜன் குளோரைடு

1 அணு ஹைட்ரஜன் + 1 அணு குளோரின் ⟶
2 கூட்டணுக்கள் ஹைட்ரஜன் குளோரைடு

இரண்டு கூட்டணுக்கள் ஹைட்ரஜன் குளோரைடு ஓர் அணு ஹைட்ரஜன், ஓர் அணு குளோரின் ஆகியவற்றிலிருந்து பெறப்படுகின்றன. எனவே, ஒரு கூட்டணு ஹைட்ரஜன் குளோரைடு $\frac{1}{2}$ அணு ஹைட்ரஜன், $\frac{1}{2}$ அணு குளோரின் ஆகியவற்றிலிருந்து கிடைக்கின்றது. இம் முடிவு டால்டனின் அணுக் கொள்கைக்கு முரணாக உள்ளது. அணுக் கொள்கையின்படி அணுக்களை அதனினும் எளிதாகப் பிளக்கமுடியாது. இதனால் பெர்சீலியஸ் கருதுகோள் பயனற்றதாயிற்று.

கே லூசாக் விதியைத் திருப்திகரமாக விளக்கக் கூடியதாகவும், அதே சமயத்தில் டால்டன் கொள்கைக்கு முரண்படாமலும் அவகாட்ரோ என்ற இத்தாலிய விஞ்ஞானி 1811ஆம் ஆண்டு ஒரு கருத்தை வெளியிட்டார். இவர் கூட்டணு என்ற சொல்லுக்கு மூலக்கூறு (molecule) எனப் பெயரிட்டார். இக் கருதுகோளுக்கு அவகாட்ரோ கருதுகோள் (Avogadro hypothesis) என்று பெயர். இதைக் கீழ்க்கண்டவாறு கூறலாம்:

'ஒரே வெப்ப அழுத்த நிலையில் சம கன அளவுள்ள வாயுக்களில் உள்ள மூலக்கூறுகள் சம எண்ணிக்கையில் இருக்கும்.'

எடுத்துக்காட்டாக சம கன அளவுள்ள நான்கு குடுவைகளில் முறையே ஒரே வெப்ப, அழுத்த நிலைகளில் இருக்கும் ஆக்சிஜன், ஹைட்ரஜன், கார்பன் டைஆக்சைடு, அம்மோனியா

ஆகிய வாயுக்களை முழுவதும் நிரப்புவதாகக் கொள்வோம். இந் நிலையில் இந்த நான்கு வாயுக்களும் சம எண்ணிக்கையுள்ள மூலக்கூறுகளைப் பெற்றிருப்பது தெரிகிறது. இதே போல, 1 c.c. கார்பன் டைஆக்சைடு, 1 c.c. ஹைட்ரஜன் ஆகிய இரு வாயுக்களும் ஒரே வெப்ப அழுத்த நிலையில் சம எண்ணிக்கையுள்ள மூலக்கூறுகளைக் கொண்டிருக்கின்றன.

அவகாட்ரோ கருதுகோளின் பயன்கள்

இக் கருதுகோளின் உதவியால் பல விதிகளை நிரூபிக்கவும், பல சூத்திரங்களைப் பெறவும் முடிகிறது.

(1) **கே லூசாக்கின் கனஅளவு விதியை விளக்கியது:** கே லூசாக்கின் விதி வினைபடும் வாயுக்களின் கன அளவுகளும், விளைந்த வாயுக்களின் கன அளவுகளும் ஓர் எளிய விகிதத்தில் உள்ளன என்று கூறுகிறது. அவகாட்ரோ கருதுகோள் வினைபடும் வாயுக்களின் கன அளவுகளின் எண்ணிக்கையும், அவற்றிலுள்ள மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கையும் தொடர்பு கொண்டிருப்பதைக் காட்டுகிறது. சான்றாக ஹைட்ரஜன் மற்றும் குளோரின் இணைந்து ஹைட்ரஜன் குளோரைடு உண்டாகும் வினையைக் கவனிப்போம்.

கே லூசாக்கின் விதிப்படி,

ஒரு கன அளவு ஹைட்ரஜன் + ஒரு கன அளவு குளோரின் ⟶ 2 கன அளவுகள் ஹைட்ரஜன் குளோரைடு

ஒவ்வொரு கன அளவிலும் 10 மூலக்கூறுகள் இருப்பதாகக் கொள்வோம்.

10 மூலக்கூறுகள் ஹைட்ரஜன் + 10 மூலக்கூறுகள் குளோரின் ⟶ 20 மூலக்கூறுகள் ஹைட்ரஜன் குளோரைடு.

(10 பொதுவாயிருப்பதால் அதை நீக்கிவிடலாம்)

1 ஹைட்ரஜன் மூலக்கூறு + 1 குளோரின் மூலக்கூறு → 2 ஹைட்ரஜன் குளோரைடு மூலக்கூறுகள்

வாயுக்கள் பங்குபெறும் வினைகளில் ஒரு மூலக்கூறு ஒரு கன அளவைக் குறிக்கிறது. எனவே, கே லூசாக்கின் விதிப்படி கிடைக்கும் 1 : 1 : 2 என்ற கன அளவு விகிதம் அவகாட்ரோ கருதுகோளைப் பயன்படுத்தியும் பெறப்படுகிறது. இதனால் கே லூசாக்கின் கன அளவு விதி நன்கு விளக்கப்படுகிறது.

(2) தனிம வாயுக்களின் அணுக்கட்டு எண்ணை நிர்ணயித்தல்: மேற்கூறிய சமன்பாட்டிலிருந்து அறியப்படுவது

ஒரு மூலக்கூறு ஹைட்ரஜன் + ஒரு மூலக்கூறு குளோரின் ⟶ 2 ஹைட்ரஜன் குளோரைடு மூலக்கூறுகள்

ஹைட்ரஜன் குளோரைடு, ஹைட்ரஜன், குளோரின் ஆகிய இரு தனிமங்களால் மட்டும் ஆனது. ஒவ்வொரு ஹைட்ரஜன் குளோரைடு மூலக்கூறும் குறைந்த அளவு ஓர் அணு ஹைட்ரஜன், ஒரு குளோரின் இவற்றைப் பெற்றிருக்க வேண்டும். அதாவது, இரண்டு ஹைட்ரஜன் குளோரைடு மூலக்கூறுகள் இரண்டு அணுக்கள் ஹைட்ரஜனையும், இரண்டு அணுக்கள் குளோரினையும் கொண்டிருக்க வேண்டும். இவ்விரு ஹைட்ரஜன் அணுக்களும் ஒரு மூலக்கூறு ஹைட்ரஜனிலிருந்து வந்ததாகும். இதே முறையில் இரண்டு அணுக்கள் குளோரினும் ஒரு குளோரின் மூலக்கூறிலிருந்து கிடைத்ததாகும். இதனுல் ஒரு ஹைட்ரஜன் மூலக்கூறில் இரண்டு ஹைட்ரஜன் அணுக்களும், ஒரு மூலக்கூறு குளோரினில் இரண்டு குளோரின் அணுக்களும் உள்ளன என்று தெரிகிறது. எனவே, ஹைட்ரஜன், குளோரின் ஆகிய தனிம வாயுக்களின் அணுக்கட்டு எண் இரண்டு என்று நிரூபிக்கப்படுகிறது. இதே முறையில் ஆக்சிஜன், நைட்ரஜன் போன்ற வாயுக்களின் அணுக்கட்டு எண்ணும் இரண்டு எனக் காட்டப்படுகிறது.

(3) ஆவி அடர்த்திக்கும், மூலக்கூறு எடைக்கும் இடையேயுள்ள தொடர்பை விளக்குகிறது.

ஒரு பொருளின் மூலக்கூறு எடை கீழ்க்கண்டவாறு வரையறுக்கப்படுகிறது:

$$\text{மூலக்கூறு எடை} = \frac{\text{ஒரு பொருளின் ஒரு மூலக்கூறினுடைய எடை}}{\text{ஒரு ஹைட்ரஜன் அணுவின் எடை}}$$

ஆவி அடர்த்தி (Vapour density)

ஒரே வெப்ப நிலை அழுத்தத்தில் ஒரு குறிப்பிட்ட கன அளவு வாயுப் பொருளின் எடைக்கும், அதே கன அளவு ஹைட்ரஜன் வாயுவின் எடைக்கும் இடையேயுள்ள விகிதத்தைக் குறிக்கும் எண் ஆவி அடர்த்தி என்பதாகும். ஆவி அடர்த்தியும், ஒப்பு அடர்த்தியும் ஒன்றுதான்.

ஆவி அடர்த்தி

$$= \frac{\text{குறிப்பிட்ட கன அளவு வாயுவின் எடை}}{\text{அதே கன அளவு ஹைட்ரஜன் வாயுவின் எடை}}$$

(ஒரே வெப்பநிலை அழுத்தத்தில்)

அல்லது

ஆவி அடர்த்தி

$$= \frac{\text{1 லிட்டர் வாயுவின் எடை}}{\text{1 லிட்டர் ஹைட்ரஜனின் எடை}}$$

(ஒரே வெப்ப நிலை அழுத்தத்தில்)

ஒரு லிட்டர் வாயு 'n' மூலக்கூறுகளைப் பெற்றிருப்பதாகக் கொள்வோம். அவாகாட்ரோ கொள்கைப்படி,

ஆவி அடர்த்தி

$$= \frac{\text{'n' வாயு மூலக்கூறுகளின் எடை}}{\text{'n' ஹைட்ரஜன் மூலக்கூறுகளின் எடை}}$$

(n பொதுவாக இருப்பதால் அதை நீக்கிவிடலாம்)

$$= \frac{\text{வாயுவின் ஒரு மூலக்கூறின் எடை}}{\text{ஒரு ஹைட்ரஜன் மூலக்கூறின் எடை}}$$

(ஒரு ஹைட்ரஜன் மூலக்கூறில் இரண்டு ஹைட்ரஜன் அணுக்கள் உள்ளன.)

$$= \frac{\text{வாயுவின் ஒரு மூலக்கூறின் எடை}}{\text{2 ஹைட்ரஜன் அணுக்களின் எடை}}$$

ஆவி அடர்த்தி

$$= \frac{\text{வாயுவின் ஒரு மூலக்கூறின் எடை}}{2 \times \text{ஒரு ஹைட்ரஜன் அணுவின் எடை}}$$

$2 \times$ ஆவி அடர்த்தி

$$= \frac{\text{வாயுவின் ஒரு மூலக்கூறின் எடை}}{\text{ஒரு ஹைட்ரஜன் அணுவின் எடை}}$$

$2 \times$ ஆவி அடர்த்தி = வாயுவின் மூலக்கூறு எடை.

வாயுவின் மூலக்கூறு எடையில் பாதி ஆவி அடர்த்தியாகும்.

(4) திட்ட வெப்ப அழுத்த நிலையில் 22·4 லிட்டர் கன அளவைப் பெற்றிருக்கும் ஒரு வாயுவின் எடை அதன் கிராம் மூலக்கூறு எடையாகும் என்பதைக் காட்டுகிறது. அதாவது

அவகாட்ரோ கருதுகோளைப் பயன்படுத்தி ஒரு வாயுவின் கிராம் மூலக்கூறு எடைக்கும், கிராம் மூலக்கூறு கன அளவிற்கும் இடையேயுள்ள தொடர்பை அறியலாம்.

மூலக்கூறு எடை என்பது வெறும் எண். இந்த எண்ணை கிராமில் கூறினால் அது கிராம் மூலக்கூறு எடையாகும்.

$$\text{ஆவி அடர்த்தி} = \frac{\text{1 லிட்டர் வாயுவின் எடை}}{\text{1 லிட்டர் ஹைட்ரஜனின் எடை}}$$ (திட்ட வெப்பநிலை அழுத்தத்தில்)

திட்ட வெப்பநிலை அழுத்தம் (normal temperature and pressure) என்பது 0°C அல்லது 273°A வெப்ப நிலையையும், 760 மி.மீ. அழுத்தத்தையும் குறிப்பதாகும். இந்தத் திட்ட வெப்பநிலைஅழுத்தத்தில் ஒரு லிட்டர் ஹைட்ரஜன் வாயுவின் எடை 0·089 கிராம் என அறியப்பட்டுள்ளது. இதை ஆவி அடர்த்தி காணும் சூத்திரத்தில் புகுத்தலாம்.

$$\text{ஆவி அடர்த்தி} = \frac{\text{1 லிட்டர் வாயுவின் எடை}}{0{\cdot}089} \text{ (தி.வெ.அ.)}$$

$$= \frac{1}{0{\cdot}089} \text{ லிட்டர் வாயுவின் எடை (தி.வெ.அ.)}$$

$$= 11{\cdot}2 \text{ லிட்டர் வாயுவின் எடை (தி.வெ.அ.)}$$

$$\text{ஆவி அடர்த்தி} = 11{\cdot}2 \text{ லிட்டர் வாயுவின் எடை (தி.வெ.அ.)}$$

ஆக்சிஜன், நைட்ரஜன், கார்பன் டைஆக்சைடு போன்ற வாயு நிலையிலுள்ள பொருள்களின் ஆவி அடர்த்தியைக் கண்டறிய, தி.வெ.அ.-ல் 11·2 லிட்டர் உள்ள அவ்வாயுவின் எடை எவ்வளவு எனக் கணக்கிட வேண்டும். வாயுவின் மூலக்கூறு எடை அதன் ஆவி அடர்த்தியைப்போல் இரு மடங்காகும்.

$$\text{மூலக்கூறு எடை} = 2\times\text{ஆவி அடர்த்தி}$$

$$= 2\times 11.2 \text{ லிட்டர் வாயுவின் எடை (தி.வெ.அ.)}$$

$$= 22.4 \text{ லிட்டர் வாயுவின் எடை (தி.வெ.அ)}$$

$$= 22400 \text{ செ மீ}^3 \text{ வாயுவின் எடை (தி.வெ.அ.)}$$

எடையைக் கிராமில் குறிப்பதால் மூலக்கூறு எடையைக் கிராம் மூலக்கூறு எடை என்கிறோம்.

கிராம் மூலக்கூறு எடை = 22400 செமீ^{3} வாயுவின் எடை தி. வெ. அ.

ஒரு வாயு அல்லது ஆவியின் கிராம் மூலக்கூறு எடையைக் கணக்கிடுவதற்கு, தி.வெ.அ.-ல் 22400 செமீ^{3} உள்ள அவ் வாயுவின் எடை எவ்வளவு என்று கணக்கிட வேண்டும். அந்த எடையே அப் பொருளின் கிராம் மூலக்கூறு எடையாகும். இந்த எடையை வெறும் எண்ணாகக் கூறினால் அதற்கு மூலக் கூறு எடை என்று பெயர்.

திட்ட வெப்பநிலை அழுத்தத்தில் ஒரு கிராம் மூலக்கூறு வாயுவினுடைய கன அளவு 22400 செமீ^{3} ஆகும். இஃது எல்லா வாயுப் பொருள்களுக்கும் பொருந்தும் விதியாகும். இந்த நிலையான மாறாத கன அளவிற்கு கிராம் மூலக் கூறு கன அளவு என்று பெயர்.

(5) ஒரு வாயுவின் மூலக் கூறு வாய்பாட்டைக் கண்டறிதல்: கார்பன் டைஆக்சைடின் மூலக்கூறு வாய்பாட்டைக் கண்டறிய வேண்டும் எனக் கொள்வோம். பரிசோதனையின் மூலம், ஒரு கன அளவு கார்பன் டைஆக்சைடு ஒரு கன அளவு ஆக்சிஜனைப் பெற்றிருப்பது அறியப்படுகிறது. ஒரு கன அளவு கார்பன் டைஆக்சைடு 'n' மூலக்கூறுகளைப் பெற்றிருப்பதாகக் கொள்வோம், அவகாட்ரோ கருது கோளின்படி ஒரு கன அளவு ஆக்சிஜனும் 'n' மூலக்கூறுகளைப் பெற்றிருக்க வேண்டும். அல்லது ஒரு மூலக்கூறு கார்பன் டைஆக்சைடு ஒரு மூலக்கூறு ஆக்சிஜனைக் கொண்டிருக்க வேண்டும். ஒரு மூலக்கூறு ஆக்சிஜனில் இரண்டு ஆக்சிஜன் அணுக்கள் உள்ளன. எனவே, கார்பன் டைஆக்சைடின் வாய்பாடு C_xO_2 என எழுதலாம்.

கார்பன் டைஆக்சைடின் ஆவி அடர்த்தி = 22. அதன் மூலக்கூறு எடை = 44 (i.e.) $12\times x + 2\times 16 = 44$ அல்லது $x = 1$. கார்பன் டைஆக்சைடின் ஒரு மூலக்கூறில் ஒரு கார்பன் அணு இருக்கிறது என அறியப்படுகிறது.

எனவே, கார்பன் டைஆக்சைடின் மூலக்கூறு வாய் பாடு $= CO_2$.

கணக்கு 1:

திட்ட வெப்ப அழுத்தநிலையில் 400 செமீ^{3} வாயுவின் எடை 2·0 கிராம். அவ் வாயுவின் மூலக்கூறு எடையையும், ஆவி அடர்த்தியையும் கணக்கிடுக.

தி.வெ.அ.-ல் 400 செமீ^{3} வாயுவின் எடை = 2.0 கிராம்.

தி.வெ.அ.-ல் 22400 செமீ^{3} வாயுவின் எடை = கிராம் மூலக்கூறு எடை.

$$= \frac{2 \times 22400}{400} = 112 \text{ கி}$$

இவ் வாயுவின் மூலக்கூறு எடை = 112

$$\text{ஆவி அடர்த்தி} = \frac{\text{மூலக்கூறு எடை}}{2}$$

$$= \frac{112}{2} = 56$$

இவ் வாயுவின் ஆவி அடர்த்தி = 56

கணக்கு 2:

750 மிமீ அழுத்தத்தில், 0°C வெப்பநிலையில் 0·22 கிராம் கார்பன் டைஆக்சைடின் கன அளவைக் கணக்கிடுக.

தி.வெ.அ -ல் 44கி கார்பன் டை ஆக்சைடின் கன அளவு } = 22400 செமீ^{3}

தி.வெ.அ.-ல் 0 22கி கார்பன் டை ஆக்சைடின் கன அளவு } $= \frac{22400}{44} \times 0{\cdot}22$

$= 112$ செமீ^{3}

		தி. வெ. அ.
வாயுவின் அழுத்தம்	$P_2 = 750$ மிமீ	$P_1 = 760$ மிமீ
வாயுவின் கன அளவு	$V_2 = ?$	$V_1 = 112$ செமீ^{3}
வாயுவின் வெப்பநிலை	$T_2 = 0°C = (273+0) = 273°A$	$T_1 = 273°$ A

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} \quad V_2 = \frac{P_1 V_1}{T_1} \times \frac{T_2}{P_2} = \frac{760 \times 112}{273} \times \frac{273}{750}$$

$= 113{\cdot}4$ செமீ^{3}

750 மிமீ அழுத்தத்தில் 0°C வெப்பநிலையில் CO_2-ன் கன அளவு = 113·4 செமீ^{3}

அவகாட்ரோ எண் (Avogadro's Number)

ஒரு பொருளின் கிராம் மூலக்கூறு எடையில் இருக்கும் மொத்த மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கை அல்லது ஒரு கிராம்

அணு எடையில் இருக்கும் மொத்த அணுக்களின் எண்ணிக்கை அல்லது ஒரு கிராம் அயனி எடையிலுள்ள மொத்த அயனிகளின் எண்ணிக்கை அவகாட்ரோ எண் ஆகும். அதன் மதிப்பு $6·023 \times 10^{23}$ ஆகும். இஃது ஒரு நிலையான, மாருத மதிப்புடைய எண்ணாகும். இவ்விதி திண்மம், திரவ, வாயு ஆகிய மூன்று நிலைகளுக்கும் பொருந்தக் கூடியதாகும். சேர்மமாயினும், தனிமமாயினும் அதற்கு இக் கருத்து ஏற்புடையதாகும்.

வேதிப் பொருளின் பெயர்	மூலக்கூறு எடை	கிராம் மூலக்கூறு எடை	கிராம் மூலக்கூறு எடையில் உள்ள மூலக்கூறுகள்	பொருளின் தன்மை
1. பொட்டாசியம் குளோரைடு	74·45	74·45 கி	$6·023 \times 10^{23}$ மூலக்கூறுகள்	திண்மம்
2. நீர்	18	18 கி	$6·023 \times 10^{23}$ மூலக்கூறுகள்	நீர்மம்
3. நைட்ரஜன்	28	28 கி	$6·023 \times 10^{23}$ மூலக்கூறுகள்	வாயு

அவகாட்ரோ எண் ஒரு மாறிலி என்பதைக் கீழ்க்கண்டவாறு விளக்கலாம்:

$$\text{ஒரு தனிமத்தின் அல்லது சேர்மத்தின் மூலக்கூறு எடை} = \frac{\text{ஒரு தனிமம் அல்லது சேர்மத்தின் ஒரு மூலக்கூறின் எடை}}{\text{ஒரு ஹைட்ரஜன் அணுவின் எடை}}$$

$$\text{ஹைட்ரஜனின் மூலக்கூறு எடை} = \frac{\text{ஒரு மூலக்கூறு ஹைட்ரஜனின் எடை}}{\text{ஒரு ஹைட்ரஜன் அணுவின் எடை}}$$

ஒரு மூலக்கூறு ஹைட்ரஜனில் இரண்டு அணுக்கள் உள்ளன. ஒரு ஹைட்ரஜன் அணுவின் எடை = 1·

$$\therefore \text{ஒரு மூலக்கூறு ஹைட்ரஜனின் எடை} = \frac{2}{1} = 2$$

ஆக்சிஜனின் மூலக்கூறு எடை

$$= \frac{\text{ஒரு மூலக்கூறு ஆக்சிஜனின் எடை}}{\text{ஒரு ஹைட்ரஜன் அணுவின் எடை}}$$

ஒரு ஹைட்ரஜன் அணுவின் எடையை x எனக் கொள்வோம். கிராம் அணு எடை = x கிராம். ஒரு மூலக்கூறு ஹைட்ரஜனின் எடை = $2x$ கி ஓர் ஆக்சிஜன் மூலக்கூறு ஒரு ஹைட்ரஜன் அணுவைக்காட்டிலும் 32 மடங்கு கனமானது. அதனால் அதன் எடை = $32x$ கி.

ஹைட்ரஜனின் கிராம் மூலக்கூறு எடை = 2 கி. ஆக்சிஜனின் கிராம் மூலக்கூறு எடை = 32 கி.

∴ ஒரு மூலக்கூறு ஹைட்ரஜனில் உள்ள மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கை } $= \frac{2 \text{ கி}}{2x \text{ கி}} = \frac{1}{x}$

ஒரு மூலக்கூறு ஆக்சிஜனில் உள்ள மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கை } $= \frac{32 \text{ கி}}{32x \text{ கி}} = \frac{1}{x}$

ஒருகிராம் மூலக்கூறு ஹைட்ரஜன் அல்லது ஒரு கிராம் மூலக்கூறு ஆக்சிஜன் அல்லது ஒரு கிராம் மூலக்கூறு மற்ற எந்த வாயுவிலும் உள்ள மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கை $= \frac{1}{x}$

இம் மாருத மதிப்புக்கு அவகாட்ரோ எண் எனப் பெயர். இதை N என்றும் குறிப்பிடலாம்.

அவகாட்ரோ எண்ணின் பயன்கள்

அவகாட்ரோ எண்ணின் மதிப்பிலிருந்து ஒரு கிராம் மூலக்கூறு அல்லது ஓர் அணுவின் தனி (absolute) எடையைக் கணக்கிடலாம்.

ஓர் ஆக்சிஜன் மூலக்கூறின் தனி எடை } $= \frac{\text{ஆக்சிஜனின் மூலக்கூறு எடை}}{\text{ஒரு கிராம் மூலக்கூறு ஆக்சிஜனில் உள்ள மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கை}}$

$$= \frac{32}{6{\cdot}023 \times 10^{23}} = 5{\cdot}3 \times 10^{-23} \text{கி.}$$

ஒரு ஹைட்ரஜன் மூலக்கூறின் தனி எடை } $= \frac{\text{ஹைட்ரஜனின் மூலக்கூறு எடை}}{\text{ஒரு கிராம் மூலக்கூறு ஹைட்ரஜனில் உள்ள மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கை}}$

$$= \frac{2}{6{\cdot}023 \times 10^{23}} = 0{\cdot}33 \times 10^{-23} \text{கி}$$

$$\left.\begin{array}{r}\text{ஒரு ஹைட்ரஜன்}\\ \text{அணுவின் தனி எடை}\end{array}\right\} = \left\{\begin{array}{l}\dfrac{\text{ஹைட்ரஜனின் அணு எடை}}{\text{ஒரு கிராம் அணு ஹைட்ரஜனில் உள்ள அணுக்களின் எண்ணிக்கை}}\end{array}\right.$$

$$= \frac{1}{6{\cdot}023\times10^{23}} = 0{\cdot}166\times10^{-23}$$

$$= 1{\cdot}66\times10^{-24}\text{கி.}$$

மோல் (The Mole)

அவகாட்ரோ கருதுகோள் திண்மம், நீர்மம், வாயு நிலையிலுள்ள பொருள்களுக்குப் பெரிதும் பொருந்துகிறது. எனவே, எந்தச் சேர்மத்தின் ஒரு கிராம் மூலக்கூறு எடையிலும் ஒரே எண்ணிக்கையுள்ள மூலக்கூறுகளும், ஒரு கிராம் அணு எடையுள்ள எல்லாத் தனிமத்திலும் சம எண்ணிக்கையுள்ள மூலக்கூறுகளும், ஒரு கிராம் அயனி எடையுள்ள பொருளில் அதே எண்ணிக்கையுள்ள அயனிகளும் உள்ளன. இதையே அவகாட்ரோ எண் என்கிறோம்.

ஒரு கிராம் மூலக்கூறு எடையுள்ள பொருளை 'மோல்' எனக் குறிப்பிடுகிறோம். தற்காலக் கருத்துப்படி ஒரு கிராம் வாய்பாட்டு எடை (one gram formula weight)யுள்ள பொருள் ஒரு மோல் என வரையறுக்கப்பட்டுள்ளது. இவ்வாய்பாடு ஓர் அணு அல்லது ஒரு மூலக்கூறு அல்லது ஓர் அயனியைக் காட்டுவதாக அமையலாம். எனவே, ஒரு மோல் ஆக்சிஜன் அணுவின் எடை 16 கிராம் எனவும், ஒரு மோல் ஆக்சிஜன் மூலக்கூறின் எடை 32 கிராம் எனவும், ஒரு மோல் நைட்ரேட் (NO_3^-) அயனிகளின் எடை 62 கிராம் எனவும் அறியப்படுகிறது. ஒரு மோல் என்பது ஓர் அவகாட்ரோ எண்ணைக் ($6{\cdot}023\times10^{23}$) குறிக்கிறது. பொருள் மூலக்கூறு அல்லது அணு அல்லது அயனியாக இருந்தாலும் 'மோல்' என்பது இவற்றின் ஒரு கிராம் எடையைக் காட்டப் பொதுவாக உள்ளது. எனவே,

ஒரு மோல் ஆக்சிஜன் அணுக்கள் = 1 கிராம் அணு எடை
= 6.02×10^{23} அணுக்கள்

ஒரு மோல் ஆக்சிஜன் மூலக்கூறுகள் = 1 கிராம் மூலக்கூறு எடை
= $6{\cdot}02\times10^{23}$ மூலக்கூறுகள்

ஒரு மோல் சோடியம் குளோரைடு $=23+35{\cdot}5=58{\cdot}5$. இம் மதிப்பு சோடியம் குளோரைடின் கிராம் மூலக்கூறு எடையைக்

குறிக்கிறது. திண்ம சோடியம் குளோரைடில் மூலக்கூறுகள் அப்படியே இருப்பதில்லையாதலால், மூலக்கூறு எடை என்பதற்குப் பதிலாகக் கிராம் வாய்பாட்டு எடையை எடுத்துக் கொள்ளலாம்.

மோல்களின் எண்ணிக்கை = எடை/வாய்பாட்டு எடை.

கணக்கு 1:

ஒரு கிராம் ஆக்சிஜனில் உள்ள அணுக்கள் எண்ணிக்கையைக் கணக்கிடுக. (O = 16)

16 கிராம் ஆக்சிஜனில் உள்ள அணுக்கள் $= 6.02 \times 10^{23}$

1 கிராம் ஆக்சிஜனில் உள்ள அணுக்களின் எண்ணிக்கை $= \dfrac{6 \cdot 02 \times 10^{23}}{16}$

$= 3 \cdot 762 \times 10^{22}$

கணக்கு 2:

கீழ்க்கண்டவற்றில் அதிக எண்ணிக்கையுள்ள அணுக்களையுடைய மாதிரி (sample) யாது?

(a) 21·00 கிராம் சல்ஃபர்,
(b) 0·5 கிராம் அணு சல்ஃபர்,
(c) $3 \cdot 45 \times 10^{23}$ அணுக்கள் சல்ஃபர் (S = 32)

(a) 21·00 கிராம் சல்ஃபரில் உள்ள அணுக்கள் $= \dfrac{21 \times 6 \cdot 023 \times 10^{23}}{32}$

$= 3 \cdot 951 \times 10^{23}$

(b) 0·5 கிராம் அணு சல்ஃபரில் உள்ள அணுக்கள் $= \dfrac{0 \cdot 5 \times 6 \cdot 02 \times 10^{23}}{32}$

$= 9 \cdot 408 \times 10^{21}$

$= 0 \cdot 09408 \times 10^{23}$

(c) $3 \cdot 45 \times 10^{23}$ அணுக்கள் சல்ஃபர்.

இம் மூன்று மாதிரிகளிலும் அதிக எண்ணிக்கையுள்ள அணுக்களைப் பெற்றிருப்பது 21·00 கிராம் சல்ஃபராகும்.

கணக்கு 3:

(i) 0.5 மோல் P_4O_{10}-ல் உள்ள மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கையைக் கணக்கிடுக.

1 மோல் P_4O_{10}-ல் உள்ள மூலக்கூறுகள் $= 6 \cdot 02 \times 10^{23}$

0·5 மோல் P_4O_{10}-ல் உள்ள மூலக்கூறுகள் $= 6 \cdot 02 \times 10^{23}/2$

$= 3 \cdot 01 \times 10^{23}$

(ii) 0·5 கிராம் P_4O_{10}-ல் எத்தனை மூலக்கூறுகள் உள்ளன? (P=31; O=16)

284 கிராம் P_4O_{10}-ல் உள்ள மூலக்கூறுகள் $= 6{\cdot}02\times10^{23}$

0·5 கிராம் P_4O_{10}ல் உள்ள மூலக்கூறுகள் $= \frac{6{\cdot}02\times10^{23}}{284}\times0{\cdot}5$

$=1{\cdot}060\times10^{21}$

(iii) 0·5 மோல் P_4O_{10}-ல் உள்ள பாஸ்பரஸ் அணுக்களின் எண்ணிக்கையைக் கணக்கிடுக.

மேலே (1)-ல் கண்டபடி,

0·5 மோல் P_4O_{10} உள்ள மூலக்கூறுகள் $= 3{\cdot}01\times10^{23}$

ஆனால், 1 மூலக்கூறு P_4O_{10}-ல் உள்ள பாஸ்பரஸ் அணுக்கள் =4.

∴ 0.5 மோல் P_4O_{10}-ல் உள்ள பாஸ்பரஸ் அணுக்கள் $=3{\cdot}01\times10^{23}\times4=1{\cdot}204\times10^{24}$

(iv) 0·5 மோல் P_4O_{10}-ல் உள்ள ஆக்சிஜனின் எடையைக் கணக்கிடுக.

1 மோல் P_4O_{10}-ல் உள்ள ஆக்சிஜனின் எடை =160 கி.

0·5 மோல் P_4O_{10}-ல் உள்ள ஆக்சிஜனின் எடை =80 கி.

சமன்பாடுகளில் கன அளவைக் கணக்கிடுதல் :

கணக்கு 4:

18°C வெப்பநிலையிலும், 750 மிமீ அழுத்தத்திலும், 10 கிராம் பொட்டாசியம் குளோரேட்டைச் சூடுபடுத்திப் பெறப்படும் ஆக்சிஜனின் கன அளவைக் கணக்கிடுக. (K = 39, Cl=35·5, O =16)

(i) ஆக்சிஜனின் எடையைக் காணுதல்

$$KClO_3 \longrightarrow 2KCl + 3O_2$$
$$2(39+35{\cdot}5+48) \qquad 96$$

245 கி பொட்டாசியம் குளோரேட்டுச் சிதைந்து கொடுக்கும் ஆக்சிஜனின் எடை } = 96 கி

10 கி பொட்டாசியம் குளோரேட்டிலிருந்து கிடைக்கும் ஆக்சிஜனின் எடை } $= \frac{96}{245}\times10$

$= 3{\cdot}92$ கி

(ii) தி.வெ.அ.-ல் கன அளவைக் கணக்கிடுதல்

ஆக்சிஜனின் மூலக்கூறு எடை = 32

தி.வெ.அ.-ல் 32 கி ஆக்சிஜனின் கன அளவு = 22400 செமீ^{3}

,, 3·92 கி ஆக்சிஜனின் கன அளவு $= \frac{22400}{32} \times 3{\cdot}92$

$= 2745$ செமீ^{3}

(iii) கொடுக்கப்பட்டிருக்கும் வெப்ப அழுத்த நிலைகளில் கன அளவைக் கணக்கிடுதல்:

$$\frac{P_0 V_0}{T_0} = \frac{P_1 V_1}{T_1}$$

$P_0 = 760$ $\quad$ $P_1 = 750$

$V_0 = 2745$ $\quad$ $V_1 = ?$

$T_0 = 273$ $\quad$ $T_1 = (273+18)°A = 291°A$

$$\frac{760 \times 2745}{273} = \frac{750 \times V_1}{291}$$

$$V_1 = \frac{760 \times 2745}{273} \times \frac{291}{750}$$

$= 2963$ செமீ^{3}

கணக்கு 5:

27°C வெப்ப நிலையிலும், 760 மிமீ அழுத்தத்திலும், 0·6 கி. மக்னீசியத்தை அதிக அளவு ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்துடன் சூடுபடுத்தினல் கிடைக்கும் ஹைட்ரஜனின் கன அளவைக் கணக்கிடுக (Mg = 24).

$Mg + 2H\,Cl \longrightarrow Mg\,Cl + H_2$

24 கி $\quad$ 2 கி. அல்லது 22·4 லிட்டர் தி.வெ.அ.-ல்

தி.வெ.அ.-ல் 24கிராம் மக்னீசியத்திலிருந்து கிடைக்கும் ஹைட்ரஜனின் கன அளவு } 22,400 செமீ.^{3} அல்லது 22·4 லிட்டர்

தி வெ.அ.-ல் 0·6 கிராம் மக்னீசியத்திலிருந்து கிடைக்கும் H_2 } $= 22{\cdot}4 \times 0{\cdot}6/24$

$= 0{\cdot}56$ லிட்டர்

27°C வெப்பநிலையிலும் 760 மிமீ அழுத்தத்திலும் கிடைக்கும்

H_2-ன் கன அளவு $= \frac{P_0 V_0}{T_0} = \frac{P_1 V_1}{T_1}$

$P_0 = 760$ $\quad$ $P_1 = 760$

$V_0 = 0{\cdot}56$ $\quad$ $V_1 = ?$

$$T_0 = 273^\circ \qquad T_1 = (273+27)\,^\circ A = 300^\circ\ A$$

$$\frac{760 \times 0{\cdot}56}{273} = \frac{760 \times V_1}{300}$$

$$V_1 = \frac{760 \times 0{\cdot}56}{273} \times \frac{300}{760} = 0{\cdot}6154 \text{ லிட்டர்.}$$

கணக்கு 6:

தி.வெ.அ.-ல் 11·2 லிட்டர் கார்பன் டைஆக்சைடில் உள்ள கார்பனின் எடையைக் கண்டுபிடி.

கார்பன் டை ஆக்சைடின் மூலக்கூறு எடை (CO_2) $= (12+2\times16) = 44$

தி.வெ.அ.-ல் 22·4 லிட்டர் கார்பன் டை ஆக்சைடின் எடை = 44

தி.வெ.அ.-ல் 11·2 லிட்டர் கார்பன் டை ஆக்சைடின் எடை $= \frac{44\times11{\cdot}2}{22{\cdot}4}$

= 22 கி.

44 கி. கார்பன் டைஆக்சைடில் உள்ள கார்பனின் எடை = 12 கி.

22 கி. கார்பன் டைஆக்சைடில் உள்ள கார்பனின் எடை $= \frac{12\times22}{44}$

= 6 கி

∴ 11·2 லிட்டர் கார்பன் டை ஆக்சைடில் உள்ள கார்பனின் எடை } = 6 கி.

கணக்கு 7:

கீழ்க்கண்டவற்றில் அதிக கனமானது யாது?

(i) 1 கிராம் அணு சில்வர்; (ii) 50 மோல்கள் ஹைட்ரஜன்; (iii) 3 மோல்கள் ஆக்சிஜன்; (iv) 5 மோல்கள் அம்மோனியா; (v) 8 கிராம் அணு கார்பன்.

1 கிராம் அணு சில்வர் = 108 கி.

50 மோல்கள் ஹைட்ரஜன் $= (50\times2) = 100$ கி.

3 மோல்கள் ஆக்சிஜன் $= (3\times32) = 96$ கி.

5 மோல்கள் அம்மோனியா $= (5\times17) = 85$ கி.

8 கிராம் அணு கார்பன் $= (8\times12) = 96$ கி.

∴ 1 கிராம் அணு சில்வர் தான் அதிக எடையுள்ளது.

கணக்கு 8:

27°C வெப்ப நிலையிலும், 740 மிமீ அழுத்தத்திலும் 220 செமீ³-ல் உள்ள நைட்ரஜனின் மூலக்கூறுகளைக் கணக்கிடுக.

$$\frac{P_0 V_0}{T_0} = \frac{P_1 V_1}{T_1}$$

$P_0 = 760$ மிமீ $\quad P_1 = 740$ மிமீ

$V_0 = ?$ $\quad V_1 = 220$ செமீ³

$T_0 = 273°$ A $\quad T_1 = (273 + 27)°$ A $= 300°$A

$$\frac{760 \times V_0}{273} = \frac{740 \times 220}{300}$$

$$V_0 = \frac{740 \times 220}{300} \times \frac{273}{760} = 194{\cdot}9 \text{ செமீ}^3$$

தி.வெ.அ.-ல் வாயுவின் கன அளவு = 194·9 செமீ³

தி.வெ.அ.-ல் 22400 செமீ³ நைட்ரஜனில் உள்ள மூலக்கூறுகள் $= 6{\cdot}02 \times 10^{23}$

தி.வெ.அ.-ல் 194·9செமீ³ நைட்ரஜனில் உள்ள மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கை $= \frac{6{\cdot}02 \times 10^{23}}{22{,}400} \times 194{\cdot}9$

$= 5{\cdot}240 \times 10^{21}$

மூலக்கூறு எடையைக் கணக்கிடுதல்

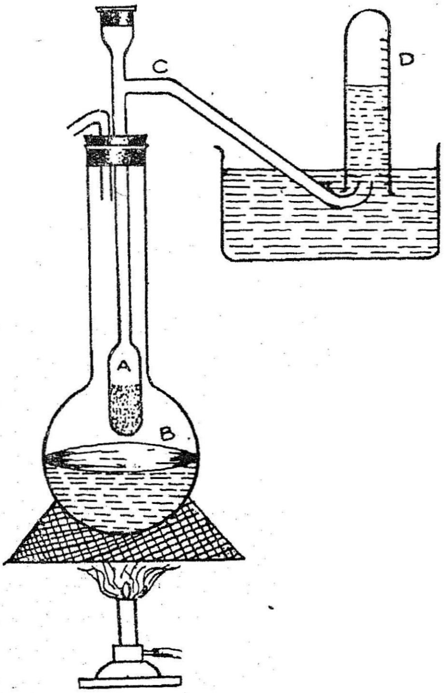
எளிதில் ஆவியாகும் நீர்மங்களான பென்சீன், ஈத்தர் ஆகியவற்றின் மூலக்கூறெடையைக் கண்டுபிடிக்க விக்டர் மேயர் முறை பெரிதும் பயன்படுகிறது.

விக்டர் மேயர் முறை (Victor Meyer's Method)

தத்துவம்: திட்ட வெப்ப அழுத்த நிலையில் 22400 செமீ³ வாயுவின் எடையே அவ் வாயுவின் கிராம் மூலக்கூறு எடையாகும். இக் கருத்தை அடிப்படையாகக் கொண்டுதான் விக்டர் மேயர் முறையில் மூலக்கூறு எடை நிர்ணயிக்கப்படுகிறது. எளிதில் ஆவியாகக் கூடிய பொருள்களான குளோரோஃபாம், பென்சீன், ஈத்தர் போன்றவற்றிற்குத் தான் இம் முறையால் மூலக்கூறு எடையைக் கண்டுபிடிக்க இயலும்.

இம் முறையில் எளிதில் ஆவியாகும் திரவத்தின் ஒரு குறிப்பிட்ட எடை ஆவியாக்கப்படுகிறது. வெளிவரும் ஆவி அதன்

சம கன அளவுள்ள காற்றை இடப்பெயர்ச்சி செய்கிறது. இவ்வாறு வெளியேற்றப்படும் காற்று நீரின்மீது சேகரிக்கப்பட்டு, அதன் கன அளவு கணக்கிடப்படுகிறது. அறையின் அழுத்தம், வெப்பநிலைகளில் கணக்கிடப்பட்ட கன அளவு திட்டவெப்ப அழுத்த நிலைக்கு மாற்றப்படுகிறது. இதிலிருந்து தி.வெ.அ-ல் 22400 செமீ^{3} ஆவியின் எடை கண்டறியப்படுகிறது. இந்த எடையே திரவத்தின் மூலக்கூறு எடையாகும்.



படம் 41.

விக்டர் மேயர் உபகரணம்

சோதனை (செய்முறை)

இம்முறையில் பயன்படும் கருவிக்கு விக்டர் மேயர் உபகரணம் எனப் பெயர். இதில் நீண்ட குடுவை போன்ற அடிப்பாகத்தை (A) உடைய குழாய் ஒன்று உள்ளது. கண்ணாடிக்குப்பி விழுந்தால் அடிப்பாகம் உடையாமல் இருக்க அடிப்பாகத்தில் கல்நார் சிறிதளவு வைக்கப்பட்டுள்ளது.

இக்குழாய் மேல் பாகத்தில் காற்றுப் புகாமல் நன்கு ஒரு மூடியால் மூடப்பட்டுள்ளது. மேல்பாகத்திற்குச் சிறிது கீழே ஒரு போக்குக் குழாய் (C) உள்ளது. இதன் முனை ஒரு தொட்டியிலுள்ள நீரில் அமிழ்த்தப்பட்டுள்ளது. (A) குழாய் வெளிக்கலம் (B) ஒன்றில் வைக்கப்பட்டுள்ளது எந்தப் பொருளின் மூலக்கூறு எடையைக் கண்டுபிடிக்க வேண்டுமோ அதன் கொதி நிலையை விட 25°—30° C அதிகமாகக் கொதிநிலையைக் கொண்ட ஒரு திரவம் வெளிக்கலத்தில் எடுத்துக் கொள்ளப்படுகிறது.

இப்போது வெளிக்கலத்திலுள்ள திரவத்தைக் கொதிக்க வைக்க வேண்டும். குழாய் (A)-ல் உள்ள காற்று விரிவடைந்து நீரின் வழியாகக் குமிழிகளாக வெளியேறுகிறது. காற்றுக் குமிழிகள் வருவது நின்றவுடன் குழாயின் வெப்பநிலை நிலையாக உள்ளது என்று கொள்ளலாம். ஆகையால், காற்று மேலும் விரிவடைவதில்லை. இதனால் குழாயில் வெற்றிடம் ஏற்பட்டுள்ளது என்று தவருக எண்ணுதல் ஆகாது.

ஓர் அளவு கோடிட்ட ஒரு முனையில் மூடிய குழாய் (D) முழுவதும் நீரை நிரப்பிப் போக்குக் குழாயின் முனைமேல் உள்ள துளை மேடைமீது அதைத் தலைகீழாக வைக்க வேண்டும். மூலக்கூறு எடை காணவேண்டிய பொருளை ஒரு குப்பியில் (capsule) எடுத்துக் கொண்டு அதன் எடையைத் துல்லியமாகக் கணக்கிட வேண்டும். பிறகு பொருள் உள்ள குப்பியைக் குழாயி (A) னுள் போட்டு மூடியை உடனே மூடி விட வேண்டும். குப்பியிலிருக்கும் திரவம் இப்போது அதன் கொதிநிலையைக் காட்டிலும் 25° — 30 ° C அதிக வெப்பநிலையில் உள்ளது. அதனல் குப்பி உடனே திறந்து கொண்டு அதிலுள்ள திரவம் ஆவியாகிறது. இவ்வாறு வெளிவரும் ஆவி அதன் சம கனஅளவுள்ள காற்றை இடப்பெயர்ச்சி செய்கிறது. வெளியேற்றப்பட்ட காற்று அளவு கோடிட்ட குழாயில் (D) நீரின் மேல் சேகரிக்கப்படுகிறது. காற்றுக் குமிழிகள் வருவது நின்றவுடன் அளவு கோடிட்ட குழாயின் திறந்த முனையை மூடிக்கொண்டு வெளியே எடுத்து, அதை மற்ருேர் உயரமான நீர்த் தொட்டியினுள் வைக்க வேண்டும். குழாயை மேலும் கீழும் அசைத்துக் குழாயிலுள்ள நீர் மட்டத்தைத் தொட்டி நீர்மட்டத்தோடு சமமாக்க வேண்டும். இப்போது குழாயினுள் உள்ள காற்று, நீராவி ஆகிய இரண்டினுடைய மொத்த அழுத்தம் வெளிக்காற்று அழுத்தத்திற்குச் சமம் என்று பொருள்.

வெளிக்காற்று அழுத்தத்தில் நீராவியின் அழுத்தத்தைக் கழித்துக் குழாயிலுள்ள காற்றின் அழுத்தத்தைப் பெறலாம். அறை வெப்ப நிலையையும், குழாயில் உள்ள காற்றின் கன அளவையும் குறித்துகொள்ள வேண்டும். இந்தக் கனஅளவைக் கொண்டு, திட்ட வெப்ப அழுத்தநிலையில் கன அளவைக் கணக்கிட வேண்டும். இதிலிருந்து திட்ட வெப்ப அழுத்த நிலையில் 22400 செமீ^{3} கன அளவு உள்ள பொருளின் எடையைக் கணக்கிட வேண்டும். இந்த எடையே பொருளின் மூலக்கூறு எடையாகும்.

கணக்கீடு :

வெற்றுக் குப்பியின் எடை	$= W_1$ கி.
குப்பி + பொருளின் எடை	$= W_2$ கி.
எடுத்துக் கொண்ட பொருளின் எடை	$= (W_2 - W_1)$ கி
வெளியேற்றப்பட்ட காற்றின் கன அளவு	$= V_1$ செமீ^{3}
அறையின் வெப்பநிலை	$= T_1$°C
வெளிக்காற்றின் அழுத்தம்	$= (273 + T_1)$°A
T_1° C–ல் நீராவியின் அழுத்தம்	$= P_1$ மிமீ
உலர்ந்த காற்றின் அழுத்தம்	$= P$ மிமீ
	$= (P_1 - P)$ மிமீ.

தி.வெ.அ.–ல் (0°C-ல், 760 மிமீ) கன அளவு

$$= V_0 = \frac{(P_1 - p) \times V_1}{(273 + T_1)} \times \frac{273}{760} \text{ செமீ}^3$$

V_0 செமீ^{3} = தி.வெ.அ.–ல் காற்றின் கன அளவு } = { தி.வெ.அ.–ல் ஆவியின் கன அளவு.

தி.வெ.அ.–ல் V_0 செமீ^{3} ஆவியின் எடை = $(W_2 - W_1)$ கி

தி.வெ.அ.–ல் 22,400 செமீ^{3} ஆவியின் எடை } $= 22400 \times (W_2 - W_1)/V_0$ கி

$$\text{மூலக்கூறு எடை} = \frac{22400 \times (W_2 - W_1)}{V_0}$$

கணக்கு :

விக்டர் மேயர் கருவியில் 0·056 கிராம் எளிதில் ஆவியாகத்தக்க ஒரு சேர்மத்தை ஆவியாக்கினால், 27° C வெப்பநிலையில் 746·7 மிமீ அழுத்தத்தில் 19·0 செமீ^{3} காற்று நீரின் மேல் சேகரிக்கப்பட்டது. இச் சேர்மத்தின் மூலக்கூறு எடையைக் கணக்கிடுக. (27° C வெப்பநிலையில் நீராவியின் அழுத்தம் = 26·7 மிமீ).

எடுத்துக் கொண்ட சேர்மத்தின் எடை $= 0·056$ கிராம்

வெளியேற்றப்பட்ட காற்றின் கன அளவு $V_1 = 19·0$ செமீ³

வெப்பநிலை $T_1°C = (273+27) = 300°$ A

ஈரக் காற்றின் அழுத்தம் $= 746·7$ மிமீ

27°C வெப்பநிலையில் நீராவியின் அழுத்தம் $= 26·7$ மிமீ

உலர்ந்த காற்றின் அழுத்தம் $P_1 = 720·0$ மிமீ

தி·வெ·அ.-ல் காற்றின் கன அளவு

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_0 V_0}{T_0} \qquad \frac{720 \times 19}{300} = \frac{760 \times V_0}{273}$$

$$V_0 = \frac{P_1 P_1}{T_1} \times \frac{T_0}{P_0} = \frac{720 \times 19}{300} \times \frac{273}{760} = 16·39 \text{ செமீ.}^3$$

தி.வெ.அ.-ல் காற்றின் கன அளவு $= 16·39$ செமீ³

[16·39 செமீ³ என்பது 0·056 கி உண்டாக்கிய ஆவியின் கன அளவிற்கு (தி.வெ.அ.) சமமாகும்.]

தி.வெ.அ.-ல் 16·39 செமீ³ ஆவியின் எடை $= 0·056$ கி

$$\text{தி.வெ.அ.-ல் 22400 செமீ}^3 \text{ ஆவியின் எடை} = \frac{0.056 \times 22{,}400}{16·39}$$

$$= 76·52$$

சேர்மத்தின் மூலக்கூறு எடை $= 76·52$

வினாக்கள்

1. அவகாட்ரோ கருதுகோள் என்றால் என்ன? அதைப் பயன்படுத்திக் கீழ்க்கண்டவற்றைக் கணக்கிடும் விதத்தை விளக்குக: (i) ஒரு வாயுவின் மூலக்கூறு எடை; (ii) ஒரு வாயுத் தனிமத்தின் அணுக்கட்டு எண்.

2. கீழ்க்கண்டவற்றிற்கு வரைவிலக்கணம் கூறி விளக்குக: (i) மூலக்கூறு எடை; (ii) ஆவி அடர்த்தி; (iii) கிராம் மூலக்கூறு கன அளவு; (iv) அவகாட்ரோ எண்.

3. எளிதில் ஆவியாகும் ஒரு திரவத்தின் மூலக்கூறு எடையை விக்டர் மேயர் முறையால் எவ்வாறு நிர்ணயிப்பது என்று விளக்குக.

4. 34 கிராம் அம்மோனியா வாயுவில் உள்ள மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கையைக் கணக்கிடுக.

[விடை: $1·2046 \times 10^{24}$]

5. 50 கிராம் கால்சியம் கார்பனேட்டில் உள்ள பகுதித் தனிமங்களின் அணுக்களின் எண்ணிக்கையைக் கூறுக. (Ca=40; C=12; O=16).

[விடை: Ca $= 3 \cdot 01 \times 10^{23}$; C$=3 \cdot 01 \times 10^{23}$; O$=9 \cdot 03 \times 10^{23}$]

6. 27°C வெப்பநிலையில் 750 மிமீ அழுத்தத்தில் 350 செமீ^{3} கார்பன் டைஆக்சைடு வாயுவில் எத்தனை மூலக்கூறுகள் உள்ளன என்று கணக்கிடுக.

[விடை: $8 \cdot 479 \times 10^{21}$]

7. கார்பன் மானாக்சைடின் மூலக்கூறு எடை = 28. தி.வெ.அ.-ல் 320 செமீ^{3} வாயுவின் எடையைக் கண்டு பிடிக்கவும். [விடை: 0·4 கிராம்]

8. தி.வெ. அ-ல் 672 செமீ^{3} தூய ஆக்சிஜனைக் கொடுப் பதற்கு எவ்வளவு கிராம் பொட்டாசியம் குளோரேட் டைச் சூடுபடுத்தவேண்டும்? [விடை: 2·451]

9. 27°C வெப்பநிலையிலும், 750 மி.மீ. அழுத்தத்திலும் ஒரு கிராம் தூய கால்சியம் கார்பனேட்டைச் சூடுபடுத் தினால் கிடைக்கும் கார்பன் டைஆக்சைடின் கன அளவைக் கணக்கிடுக. [Ca=40; C=12; O=16]

10. 20°C வெப்பநிலையிலும் 740 மி.மீ. அழுத்தத்திலும் 0·1680 கிராம் எடையுள்ள ஒரு பொருள் 49·4 செமீ^{3} காற்றை வெளியேற்றியது. பொருளின் ஆவி அடர்த்தியையும், மூலக்கூறு எடையையும் கணக்கிடுக. (20°C-ல் நீராவி அழுத்தம்= 18 மிமீ) (ஆவி அடர்த்தி =43·03; மூ.எ =86·06)

11. 15°C வெப்பநிலையில் 740 மிமீ. அழுத்தத்தில் 0·175 கிராம் எடையுள்ள சேர்மம் 19 செமீ^{3} காற்றை விலக் கிற்று. காற்று நீரின்மீது சேகரிக்கப்பட்டது. சேர்மத் தின் மூலக்கூறு எடை என்ன? (15°C-ல் நீராவி அழுத் தம்= 12·/ மிமீ.) [விடை: 227·4]

12. கீழ்க்கண்டவற்றுள் அதிக எடை உள்ளது யாது? (i) 50 கிராம் அயர்ன்; (ii) 5 கிராம் அணு நைட்ரஜன்;

(iii) 0.10 கிராம் அணு சில்வர்; (iv) 1×10^{23} அணுக்கள் கார்பன் (N—14, C=12)

[விடை: 5 கிராம் அணு நைட்ரஜன்]

13. 10 கிராம் கால்சியத்திலுள்ள (i) அணுக்கள், (ii) கிராம் அணுக்கள் ஆகியவற்றின் எண்ணிக்கைகளைக் கணக்கிடுக. (Ca=40)

[விடை: (i) $1 \cdot 505 \times 10^{23}$ அணுக்கள்; (ii) 25 கிராம் அணுக்கள்]

11. சமான எடையும், அணு எடையும்

(Equivalent and Atomic Weights)

வேதிக் கூடுகையின் விதிகளில் ஒன்றான தலைகீழ் விகித விதி (The law of reciprocal proportions) சமான எடையின் கருத்துகளை விளக்கியது.

தனிமங்கள் ஒரு குறிப்பிட்ட, நிலையான எடை விகிதத்தில் இணையும்போது சேர்மங்கள் உண்டாகின்றன. இவ்விகிதம் மாறாத இயல்புடையது. நீர், அம்மோனியா, மற்றும் ஹைட்ரஜன் குளோரைடு உண்டாகும் விதத்தைக் கவனிப்போம். 1·008 பங்கு எடையுள்ள ஹைட்ரஜனுடன் 8 பங்கு எடையுள்ள ஆக்சிஜன் சேர்ந்து நீர் உண்டாகிறது. அம்மோனியாவில் 4·66 கி நைட்ரஜன், 1·008 கி ஹைட்ரஜனுடன் இணைந்துள்ளது. ஹைட்ரஜன் குளோரைடில் 1.008 கி. ஹைட்ரஜனுடன் கூடும் குளோரினின் எடை 35·46 கிராம் ஆகும். இம் மூன்று சேர்மங்களிலும், முறையே, 8 கிராம் ஆக்சிஜன், 4·66 கி. நைட்ரஜன், 35·46 கி குளோரின் ஆகியவை மாறாத ஒரே எடையான 1·008 கி ஹைட்ரஜனுடன் இணைகின்றன. இதனால் இவை சமானமாகக் கருதப்படுகின்றன,

$$\left.\begin{matrix}1.008\\ \text{ஹைட்ரஜன்}\end{matrix}\right\} \equiv \left\{\begin{matrix}8\\ \text{ஆக்சிஜன்}\end{matrix}\right\} \equiv \left\{\begin{matrix}4{\cdot}66\\ \text{நைட்ரஜன்}\end{matrix}\right\} \equiv \left\{\begin{matrix}35.46\\ \text{குளோரின்}\end{matrix}\right\}$$

ஹைட்ரஜனின் 1·008 பங்கு எடையும், கூடும் ஆக்சிஜனின் 8 பங்கு எடை, நைட்ரஜனின் 4·66 பங்கு எடை, குளோரினின் 35·46 பங்கு எடை ஆகியவை இவை ஒவ்வொன்றின் சமான எடைகளாகும். 1·008 பங்கு ஹைட்ரஜனின் எடை நியம அலகாக எடுத்துக்கொள்ளப்படுகிறது.

சில உலோகங்கள் ஹைட்ரஜனுடன் சேர்ந்து வினைபட்டு நிலையான சேர்மங்களைக் கொடுப்பதில்லை. ஆனால் நீர்த்த அமிலங்களிலிருந்து ஹைட்ரஜனை வெளியேற்றுகின்றன. எனவே, 1·008 பங்கு எடையுள்ள ஹைட்ரஜனை விலக்கத் தேவையான உலோகத்தின் எடையே அதன் சமான எடையாகும். 12 கி. மக்னீசியம் அதிக அளவு நீர்த்த அமிலத்துடன் வினைபட்டு 1·008 பங்கு ஹைட்ரஜனை வெளிப்படுத்துகிறது. ஆதலால், மக்னீசியத்தின் சமான எடை 12. இதே முறையில் சிங்க்கின் சமான எடை=32·7 எனவும் அறியப்படுகிறது.

பல உலோகங்கள் ஹைட்ரஜனுடன் சேருவதுமில்லை. அமிலங்களிலிருந்து அதனை வெளியேற்றுவதுமில்லை. ஆனால் அநேகமாக எல்லா உலோகங்களும் ஆக்சிஜனுடனும், குளோரினுடனும் இணைகின்றன. ஆக்சிஜனின் சமான எடை 8 எனவும், குளோரினின் சமான எடை 35·46 எனவும் நமக்குத் தெரியும். எனவே, ஹைட்ரஜனுடன் இணையாத அல்லது ஹைட்ரஜனை வெளியேற்றும் தன்மையற்ற உலோகங்களின் சமான எடை, 8 பங்கு ஆக்சிஜன் அல்லது 35·46 பங்கு குளோரின் ஆகியவற்றுடன் சேருவதற்கு அல்லது அவற்றை விலக்குவதற்குத் தேவையான எடையே ஆகும். இவ்வகைகளில் 8 பங்கு ஆக்சிஜனும், 35·46 பங்கு குளோரினும் நியம அலகுகளாக எடுத்துக்கொள்ளப்படுகின்றன.

இவற்றைத் தவிர, ஒரு தனிமத்தின் சமான எடை தெரிந்திருந்தால், மற்ற தனிமங்களின் சமான எடைகளைக் கண்டுபிடிக்க, அத் தனிமத்தின் சமான எடையை அலகாகப் பயன்படுத்தலாம்.

எனவே, ஒரு தனிமத்தின் சமான எடைக்குக் கீழ்க்கண்டவாறு வரைவிலக்கணம் கூறலாம்:

1·008 பங்கு எடை ஹைட்ரஜன், 8 பங்கு எடை ஆக்சிஜன், 35·46 பங்கு எடை குளோரின் அல்லது ஒரு சமான எடை அளவுள்ள ஒரு தனிமம் ஆகியவற்றுடன் சேருவதற்கு அல்லது அவற்றை ஒரு சேர்மத்திலிருந்து வெளியேற்றுவதற்குத் தேவையான ஒரு தனிமத்தின் எடையே அத் தனிமத்தின் சமான எடையாகும்.

சமான எடை என்பது வெறும் எண்ணாகும். அந்த எண்ணைக் கிராம் எடையில் குறிப்பிட்டால் அதற்குக் கிராம் சமான எடை என்று பெயர். சான்றாக ஆக்சிஜனின் சமான எடை 8. ஆகையால், அதன் கிராம் சமான எடை 8 கிராம் ஆகும்.

ஒரு தனிமத்தின் அணு எடை, சமான எடை, அதன் இணைதிறன் ஆகிய மூன்றும் நெருங்கிய தொடர்பு கொண்டிருக்கின்றன. X என்ற தனிமத்தின் இணைதிறன் n என்று கொள்வோமானால், அதன் ஓர் அணு n ஹைட்ரஜன் அணுக்களுடன் சேர்ந்து ஹைட்ரைடு சேர்மத்தைக் கொடுக்கும். அச்சேர்மத்தின் மூலக்கூறு வாய்பாடு XHn என இருக்கும்.

$$X + nH \longrightarrow XHn$$

இத தனிமத்தின் அணு எடை A எனக் கொள்வோம். ஆகவே, A எடை தனிமத்துடன் n × 1·008 எடை ஹைட்ரஜன் சேரும். 1·008 எடை ஹைட்ரஜனுடன் A/n எடை தனிமம் சேரும். அதாவது இத்தனிமத்தின் சமான எடை = A/n.

∴ ஒரு தனிமத்தின் சமான எடை

$$\frac{A}{n} = \frac{\text{தனிமத்தின் அணு எடை}}{\text{தனிமத்தின் இணைதிறன்}}$$

உறுப்புகளுக்கும் சமான எடை கண்டறியலாம். உறுப்புகளின் (radicals) சமான எடைகள், அவற்றின் வாய்பாட்டு எடையுடனும், இணைதிறனுடனும் தொடர்புகொண்டிருக்கிறது.

$$\text{ஓர் உறுப்பின் சமான எடை} = \frac{\text{உறுப்பின் வாய்பாட்டு எடை}}{\text{இணைதிறன்}}$$

சல்ஃபேட், கார்பனேட் உறுப்புகளின் இணைதிறன் இரண்டு ஆகும். எனவே, சல்ஃபேட்டின் சமான எடை = 96/2 = 48. கார்பனேட் உறுப்பின் சமான எடை = 60/2 = 30. (இவற்றில் சல்ஃபேட்டின் வாய்பாட்டு எடை = 96, கார்பனேட்டின் வாய்பாட்டு எடை = 60). தனிமங்களைப் போலவே ஒரு சமான எடை அளவுள்ள ஓர் உறுப்பு ஒரு சமான எடை அளவுள்ள மற்ருேர் உறுப்பு அல்லது தனிமத்தை வெளியேற்றுகிறது.

சில தனிமங்கள் ஒன்றுக்கு அதிகமான சமான எடைகளைப் பெற்றிருக்கின்றன. சான்ருக, குப்ரஸ் ஆக்சைடில் காப்பரின் சமான எடை = 63·5. குப்ரிக் ஆக்சைடில் காப்பரின் சமான எடை = 31·75.

தனிமங்களின் சமான எடைகளைக் கண்டுபிடிப்பதற்கான முறைகள்

(1) ஆக்சைடு முறை

இம் முறையில் ஒரு குறிப்பிட்ட எடையுள்ள தனிமத்தை ஆக்ஸிஜனில் எரித்து அத் தனிமம் முழுவதும் ஆக்சைடாக

மாற்றப்படுகிறது. உண்டான ஆக்சைடின் எடையைக் கண்டு பிடிக்க வேண்டும். இவற்றிலிருந்து 8 கிராம் ஆக்சிஜனுடன் சேர்ந்து ஆக்சைடைக் கொடுக்கத் தேவையான உலோகத்தின் எடை கணக்கிடப்படுகிறது. இந்த எடையைக் காட்டும் எண் அத் தனிமத்தின் சமான எடையாகும்

சில உலோகங்களை நேரடியாக ஆக்சைடாக மாற்ற முடியாது. உலோகத்தை முதலில் கார்பனேட்டு, அல்லது ஹைட்ராக்சைடு அல்லது நைட்ரேட்டாக மாற்றி, கிடைத்த உப்பைச் சூடுபடுத்தினால் உலோக ஆக்சைடு உண்டாகிறது. இம் முறைக்கு மறைமுக ஆக்சிஜனேற்ற முறை (indirect oxidation method) எனப் பெயர். இம் முறையில் சிங்க், மக்னீசியம், டின் மற்றும் காப்பர் ஆகிய உலோகங்களின் சமான எடைகள் கண்டு பிடிக்கப்படுகின்றன.

மற்றும், சில உலோகங்களின் ஆக்சைடுகள் ஹைட்ரஜனில் எரித்து, உண்டாகும் உலோகங்களின் எடையைக் கண்டறிந்து, அதிலிருந்து அவ்வுலோகங்களின் சமான எடைகள் கணக்கிடப் படுகின்றன.

கணக்கு:

0·24 கிராம் உலோகத்தை ஆக்சிஜனில் எரித்தால் 0·389 கிராம் உலோக ஆக்சைடு கிடைக்கிறது. உலோகத்தின் சமான எடை யாது?

உலோக ஆக்சைடின் எடை $= 0{\cdot}389$ கி

உலோகத்தின் எடை $= 0{\cdot}24$ கி

உலோகத்துடன் இணைந்த ஆக்சிஜனின் எடை $= 0{\cdot}149$ கி

0·149 கிராம் ஆக்சிஜனுடன் சேரும் உலோகத்தின் எடை $= 0{\cdot}24$ கி

8 கிராம் ஆக்சிஜனுடன் சேரும் உலோகத்தின் எடை $= \frac{0{\cdot}24}{0{\cdot}149} \times 8 = 12{\cdot}88$ கி

உலோகத்தின் சமான எடை $= 12{\cdot}88$

கணக்கு:

ஒரு தனிமத்தின் ஆக்சைடு 53·3% ஆக்சிஜனைப் பெற்றிருக்கிறது. உலோகத்தின் சமான எடையைக் கணக்கிடுக.

ஆக்சைடின் எடையை 100 கிராம் எனக் கொள்க.

100 கி ஆக்சைடில் உள்ள ஆக்சிஜனின் எடை $= 53{\cdot}3$ கி.

உலோகத்தின் எடை $= 100 - 53{\cdot}3 \quad = 46{\cdot}7$ கி.

53·3 கிராம் ஆக்சிஜனுடன் இணையும் உலோகத்தின் எடை } $= 46{\cdot}7$ கி.

8 கிராம் ஆக்சிஜனுடன் சேரும் உலோகத்தின் எடை } $= \frac{46{\cdot}7 \times 8}{53{\cdot}3}$

$= 7{\cdot}01$ கி.

உலோகத்தின் சமான எடை $= 7{\cdot}01$

(2) குளோரைடு முறை

கோல்டு, சில்வர் முதலிய உலோகங்களின் சமான எடைகள் இம் முறையில் கண்டுபிடிக்கப்படுகின்றன. ஒரு குறிப்பிட்ட எடையுள்ள உலோகம் (X_1 கி.) அதன் குளோரைடாக மாற்றப் படுகிறது. கிடைத்த குளோரைடின் எடை கண்டுபிடிக்கப்படு கிறது (X_2 கி.). X_1 கிராம் உலோகத்துடன் இணையும் குளோரி னின் எடை ($X_2 - X_1$) கி கணக்கிடப்படுகிறது. இதிலிருந்து 35·45 கிராம் குளோரினுடன் சேரும் உலோகத்தின் எடை கண்டுபிடிக்கப்படுகிறது. இதைக் கிராமில் கூறினுல் அது கிராம் சமான எடையாகும்.

சில உலோகங்களை நேரடியாகக் குளோரினில் சூடுபடுத்தி அவற்றின் குளோரைடுகளைப் பெறலாம். ஆனுல், வேறு சில உலோகங்களை இம் மாதிரி நேரடியாகக் குளோரைடுகளாக மாற்ற முடியாது. இதனுல் அவ்வுலோகங்கள் ஓர் அமிலத்தில் கரைத்து, அவற்றின் குளோரைடுகள் வீழ்படிவாக்கப்படு கின்றன. பின்னர் இதனை வடிகட்டி, உலர்த்தி, எடை கண்டறி யலாம்.

கணக்கு:

ஓர் உலோகத்தின் குளோரைடு 52·85% உலோகத்தைப் பெற்றிருக்கிறது. உலோகத்தின் சமான எடை யாது?

உலோக குளோரைடின் எடை $= 100$ கி

உலோகத்தின் எடை $= 52{\cdot}85$ கி

குளோரினின் எடை $= 47{\cdot}15$ கி

47·15 கிராம் குளோரினுடன் இணையும் உலோகத்தின் எடை } $= 52{\cdot}85$ கி

35·46 கிராம் குளோரினுடன் இணையும் உலோகத்தின் எடை } $= \frac{52{\cdot}85}{47{\cdot}15} \times 35{\cdot}46 = 39{\cdot}74$

உலோகத்தின் சமான எடை $= 39{\cdot}74$

கணக்கு:

0·456 கிராம் எடையுள்ள சில்வர் 0·606 கிராம் சில்வர் குளோரைடாக மாற்றப்படுகிறது. சில்வரின் சமான எடையைக் கணக்கிடுக.

சில்வர் குளோரைடின் எடை	= 0·606 கி
சில்வரின் எடை	= 0·456 கி
குளோரினின் எடை	= 0·150 கி
0·150 கிராம் குளோரினுடன் சேரும் சில்வரின் எடை	= 0·456 கி
35·46 கிராம் குளோரினுடன் சேரும் சில்வரின் எடை	$= \frac{0.456}{0.150} \times 35.46 = 107.9$
சில்வரின் சமான எடை	= 107·9

(3) ஹைட்ரஜன் இடப் பெயர்ச்சி முறை (Hydrogen displacement method)

1·048 பங்கு எடையுள்ள ஹைட்ரஜனை வெளியேற்றும் ஒரு தனிமத்தின் எடையே அதன் சமான எடையாகும். சிங்க், மக்னீசியம் ஆகிய உலோகங்கள் நீர்த்த ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலத்தில் கரைந்து ஹைட்ரஜனை வெளியேற்றுகின்றன. அமிலத்திலிருந்து 1·008 பங்கு ஹைட்ரஜனை வெளியேற்ற எத்தனை கிராம் உலோகம் தேவைப்படுகிறதோ அதுவே அவ்வுலோகத்தின் சமான எடையாகும்.

திட்ட வெப்பநிலை அழுத்தத்தில் 11200 செமீ^{3} ஹைட்ரஜனுடைய எடை 1·008 கிராம் ஆகும். ஆகையால், 1·008 கிராம் என்பதற்குப் பதிலாகத் திட்ட வெப்பநிலை அழுத்தத்தில் 11200 செமீ^{3} ஹைட்ரஜனை வெளியேற்ற எத்தனை கிராம் உலோகம் தேவைப்படுகிறது என்று கண்டுபிடித்தோமானால், அது அவ்வுலோகத்தின் கிராம் சமான எடையாகும். இம் முறையால் உலோகங்களின் சமான எடையைத்தான் கண்டுபிடிக்க இயலும்.

உலோகங்களின் சமான எடையைக் கண்டுபிடிக்க, குறிப்பிட்ட எடையுள்ள உலோகம் அமிலத்துடன் வினைபடுத்தப்படுகிறது. வெளியேற்றப்பட்ட ஹைட்ரஜன் நீரின்மேல் சேகரிக்கப்படுகிறது. இதன் கனஅளவு அறையின் வெப்ப, அழுத்த நிலைகளில் கணக்கிடப்படுகிறது. அறையின் அழுத்தம், ஹைட்ரஜன், நீராவி, இரண்டின் மொத்த அழுத்தத்தைக் குறிக்கிறது. இதிலிருந்து நீராவியின் அழுத்தத்தைக் கழித்தால் உலர்ந்த

ஹைட்ரஜனின் அழுத்தம் கிடைக்கிறது. பிறகு ஹைட்ரஜனின் கன அளவு திட்ட வெப்ப, அழுத்த நிலையில் கன அளவாக மாற்றப்படுகிறது. இதிலிருந்து தி. வெ. அ-ல் 11,200 செமீ^{3} ஹைட்ரஜனை வெளியேற்றத் தேவையான உலோகத்தின் எடை கணக்கிடப்படுகிறது.

தி. வெ. அ-ல் கன அளவைப் பெறுவதற்கு $\frac{P_0V_0}{T_0} = \frac{P_1V_1}{T_1}$ என்ற சமன்பாட்டைப் பயன்படுத்த வேண்டும். இதில் P_0= திட்ட அழுத்தம் (760 மிமீ), V_0= தி.வெ.அ.-ல் கன அளவு, T_0=திட்ட வெப்பநிலை (273°A), P_1, V_1, T_1 ஆகியவைகள் முறையே அறையின் அழுத்தம், கணக்கிடப்பட்ட கன அளவு, அறையின் வெப்பநிலை ஆகும்.

கணக்கீடு :

உலோகத்தின் எடை	$= X$ கி.
வெளியேறிய ஹைட்ரஜனின் கன அளவு	$= V_1$ செமீ^{3}
அறை வெப்பநிலை $= T_1$°C	$= (273 + T_1)$° A
அறையின் அழுத்தம்	$= P_1$ மிமீ
T_1° C-ல் நீராவி அழுத்தம்	$= p$ மிமீ
உலர்ந்த ஹைட்ரஜனின் அழுத்தம்	$=(P_1 - p)$மிமீ.

(i) தி.வெ.அ-ல் கன அளவைக் கணக்கிடுதல்:

$$\frac{P_0V_0}{T_0} = \frac{(P-p_1)\times V_1}{(273+T_1)}$$

∴ தி.வெ.அல் கன அளவு (V_0)

$$= \frac{(P-p_1)\times V_1}{(273+T_1)} \times \frac{T_0}{P_0} \text{ செமீ}^3$$

(ii) சமமான எடையை கணக்கிடுதல்:

தி.வெ.அ.-ல் V_0 செமீ^{3} ஹைட்ரஜனை வெளியேற்றும் உலோகத்தின் எடை	$= X$ கி.
தி.வெ.அ.-ல் 11,200செமீ^{3} ஹைட்ரஜனை வெளியேற்றும் உலோகத்தின் எடை	$= \frac{X}{V_0} \times 11{,}200$ கி
உலோகத்தின் சமான எடை	$= \left(\frac{X}{V_0} \times 11{,}200\right)$

தி. வெ. 1000 செமீ ஹைட்ரஜனின் எடை 0·09 கிராம் ஆகும். இதிலிருந்தும் ஹைட்ரஜனின் எடை கணக்கிடப்படுகிறது. இந்த எடையுள்ள ஹைட்ரஜனைக் கொடுக்கும் உலோகத்தின் எடை தெரியும். இதிலிருந்து 1·008 கிராம் ஹைட்ரஜனை வெளியேற்றும் உலோகத்தின் எடையைக் கணக்கிடலாம்.

கணக்கு

0·205 கிராம் எடையுள்ள ஓர் உலோகத்தை முழுவதையும் அமிலத்தில் கரைத்தால் 17°C வெப்ப நிலையில் 775 மி மீ அழுத்தத்தில் 106·60 செமீ^{3} ஹைட்ரஜன் வெளியேற்றப்பட்டு நீரின் மேல் சேகரிக்கப்படுகிறது. உலோகத்தின் சமான எடையைக் கணக்கிடுக. (17°C-ல் நீராவி அழுத்தம் = 14·4 மிமீ).

உலோகத்தின் எடை = 0·205 கி.

ஹைட்ரஜனின் கனஅளவு (V_1) = 106·60 செமீ^{3}

வெப்பநிலை (T_1) = 17°C = (273 + 17)° = 290°A

மொத்த அழுத்தம் = 775 மிமீ

17°C-ல் நீராவி அழுத்தம் = 14·4 மிமீ

ஹைட்ரஜனின் அழுத்தம் (775 − 14·4) = P_1 = 760·6 மிமீ

தி.வெ.அ.-ல் ஹைட்ரஜனின் கன அளவு = V_0

$$\frac{P_0 V_0}{T_0} = \frac{P_0 V_1}{T_1}; \qquad V_0 = \frac{P_1 V_1}{T_1} \times \frac{T_0}{P_0}$$

$$V_0 = \frac{760{\cdot}6 \times 106{\cdot}6}{290} \times \frac{273}{760}$$

$$= 100{\cdot}4 \text{ செமீ}^3$$

100·4 செமீ^{3} ஹைட்ரஜனை தி.வெ.அ -ல் வெளியேற்றத் தேவையான உலோகத்தின் எடை } = 0·205 கி

11,200 செமீ^{3} ஹைட்ரஜனை தி.வெ.அ.-ல் வெளியேற்றத் தேவையான உலோகத்தின் எடை } $= \dfrac{11{,}200 \times 0.205}{100{\cdot}4}$

$= 22{\cdot}88$

உலோகத்தின் சமான எடை = 22·88

ஓர் உலோகத்தை மற்றோர் உலகத்தால் இடப்பெயர்ச்சி செய்யும் முறை (Displacement of one metal with another)

ஒரு சமான எடையுள்ள ஒரு தனிமத்தை இடப்பெயர்ச்சி செய்யும் மற்றொரு தனிமத்தின் எடையே அதன் சமான எடை

யாகும் என அறிவிக்கப்பட்டது. சிங்க், காப்பர் சல்ஃபேட் கரைசலில் சேர்க்கப்பட்டால் காப்பர் வீழ்படிவாகிறது.

$$Zn + CuSO_4 \longrightarrow ZnSO_4 + Cu.$$

ஒரு கிராம் சமான எடை சிங்க் ஒரு கிராம் சமான எடை அளவுள்ள காப்பரைக் காப்பர் சல்ஃபேட் கரைசலிலிருந்து வெளியேற்றுகிறது. ஒரு குறிப்பிட்ட எடையுள்ள சிங்க் தூள் காப்பர் சல்ஃபேட் கரைசலுடன் சேர்த்து, அது கரையும் வரை நன்கு கலக்க வேண்டும். காப்பர் வீழ்படிவாகிறது. அது வடி கட்டி, உலர்த்தி அதன் எடை கணக்கிடப்படுகிறது. காப்பர் அல்லது சிங்க்கின் சமான எடை தெரிந்தால் மற்றதின் சமான எடையைக் கணக்கிடலாம்.

சிங்க், மெர்க்குரி, சில்வர், லெட் ஆகிய உலோகங்களை அவற்றின் கரைசல்களிலிருந்து விலக்குகின்றது. இவ்வுலோகங்களின் சமான எடைகளை இம் முறையில் கணக்கிடலாம்.

குளோரினின் சமான எடை = 35·45. புரோமினின் சமான எடை = 80. அயோடினின் சமான எடை = 127. 35·45 கிராம் குளோரின் புரோமைடுகளிலிருந்து 80 கிராம் புரோமினையும், அயோடைடுகளிலிருந்து 127 கிராம் அயோடினையும் இடப்பெயர்ச்சி செய்கிறது.

கணக்கு:

1·031 கிராம் காப்பர், 3·670 கிராம் சில்வரை சில்வர் நைட்ரேட் கரைசலிலிருந்து வீழ்படிவாக்கியது. சில்வரின் சமான எடை = 107·88. காப்பரின் சமான எடை யாது?

சமான எடை விதிப்படி

$$\frac{\text{காப்பரின் சமான எடை}}{\text{சில்வரின் சமான எடை}} = \frac{\text{எடுத்துக்கொள்ளப்பட்ட காப்பரின் எடை}}{\text{வெளியேற்றப்பட்ட சில்வரின் எடை}}$$

$$\frac{\text{காப்பரின் சமான எடை}}{107{\cdot}88} = \frac{1{\cdot}081}{3{\cdot}670}$$

$$\text{காப்பரின் சமான எடை} = \frac{1{\cdot}081 \times 107{\cdot}88}{3{\cdot}670} = 31{\cdot}71$$

கணக்கு:

1.986 கிராம் காப்பரை நைட்ரிக் அமிலத்துடன் வினைப் படுத்தி பெறப்பட்ட க்யுப்ரிக் ஆக்சைடின் எடை 2·47 கிராம்

ஆகும், 0·335 கி காப்பர் 0·346 கிராம் சிங்கினல் காப்பர் சல்ஃபேட் கரைசலிலிருந்து வீழ்படிவாக்கப்பட்டது. காப்பர், சிங்க் ஆகியவற்றின் சமான எடைகளைக் கணக்கிடுக.

க்யுப்ரிக் ஆக்சைடின் எடை = 2·47 கி

காப்பரின் எடை = 1·986 கி

ஆக்சிஜனின் எடை = 2·47—1·986

= 0·484 கி

0·484 கிராம் ஆக்சிஜனுடன் இணைந்த காப்பரின் எடை } = 1·986 கி

8 கிராம் ஆக்சிஜனுடன் இணைந்த காப்பரின் எடை } $= \frac{1{\cdot}986 \times 8}{0{\cdot}484} = 32{\cdot}83$

காப்பரின் சமான எடை = 32·83

சிங்க்கின் சமான எடையைக் கணக்கிடுதல் :

$$\frac{\text{காப்பரின் சமான எடை}}{\text{சிங்க்கின் சமான எடை}} = \frac{\text{வீழ்படிவான காப்பரின் எடை}}{\text{சேர்க்கப்பட்ட சிங்க்கின் எடை}}$$

$$\text{சிங்க்கின் சமான எடை} = \frac{32{\cdot}83 \times 0.347}{0{\cdot}335} = 33{\cdot}91$$

அணு எடை (Atomic Weight)

ஓர் அணுவின் உண்மையான எடை மிக மிகக்குறைவாக இருக்கும். எனவே ஓர் அணுவின் எடையை மிகத் துல்லியமாகச் சாதாரண முறைகளினுல் கணக்கிட முடியாது. ஒப்பீடு முறைகளில்தான் (relative methods) கணக்கிட வேண்டும். இதற்குப் பயன்படும் பல அலகுகளைப் பற்றி முன்பே கூறியுள்ளோம், தனிமங்களின் அணு எடைகளைக் கண்டுபிடிக்கும் முறைகளை இங்குக் கவனிப்போம்.

அணு எடைகளைக் கண்டுபிடிக்கும் முறை

நீரின் மூலக்கூறுவாய்பாடு H_2O ஆகும். நீரில் 8 பங்கு எடையுள்ள ஆக்சிஜனும், 1·008 பங்கு எடையுள்ள ஹைட்ரஜனும் இணைந்துள்ளன. நீரின் மூலக்கூறு வாய்பாட்டிலிருந்து 2·016 பங்கு எடையுள்ள ஹைட்ரஜன் ஓர் அணு ஆக்சிஜனுடன் கூடுகிறது என்பது தெரிகிறது. எனவே, ஆக்சிஜனின் அணு எடை அதன் சமான எடையைப்போல் இருமடங்கு என்பது அறியப்படுகிறது. அல்லது தனிமத்தின் அணு எடை, அதன் சமான எடையை, அத் தனிமத்தின் ஓர் அணுவுடன் சேரும் ஹைட்ரஜன் அணுக்களின் எண்ணிக்கையால் பெருக்கிவரும்

எண்ணேயாகும். தனிமத்தின் ஓர் அணுவுடன் இணையும் ஹைட்ரஜன் அணுக்களின் எண்ணிக்கையை அத் தனிமத்தின் இணைதிறனைக் குறிக்கும்.

கார்பனின் சமான எடை = 3. மீத்தேனின் மூலக்கூறு வாய்பாடு = CH_4. 1·008 பங்கு எடையுள்ள ஹைட்ரஜன் கார்பனின் சமான எடையான 3 பங்கு எடையுடன் கூடுகிறது. மீத்தேனின் மூலக்கூறுவாய்பாட்டின்படி (4×1.008) பங்கு ஹைட்ரஜன் (4×3) = 12 பங்கு எடையுள்ள கார்பனுடன் இணைகிறது. எனவே, கார்பனின் அணு எடை = 12. இது கார்பனின் சமான எடையைப் போல் நான்கு மடங்காகும். இதைக் கீழ்க் கண்டவாறு விளக்கலாம்:

அணுஎடை = சமான எடை × {தனிமத்தின் ஓர் அணுவுடன் சேரும் ஹைட்ரஜன் அணுக்களின் எண்ணிக்கை.}

∴ அணு எடை = சமான எடை × இணைதிறன்

ஒரு தனிமத்தின் இணைதிறனும், அதன் சமான எடையும் தெரிந்திருந்தால் தனிமத்தின் அணு எடையைக் கணக்கிடலாம். இணைதிறன் முழு எண்ணுதலால், சமான எடையின் முழு எண் பெருக்குத்தொகையாக அணு எடை இருக்கிறது. எனவே, அணு எடைகள் கண்டுபிடிக்க உதவும் எல்லா முறைகளும் இணைதிறன்களைக் கணக்கிடப் பயனுகின்றன. தனிமத்தின் சமான எடையை முன்பு விளக்கப்பட்ட முறைகளில் ஒன்றின் மூலம் கண்டுபிடிக்கலாம். இணைதிறனைக் கண்டுபிடிக்க டூலாங்–பெட்டிட் விதி பெரிதும் பயன்படுகிறது. இதிலிருந்து ஒரு தனிமத்தின் அணு எடையைக் கண்டுபிடிக்க அதன் சமான எடை இன்றியமையாதது என்பது தெளிவாகிறது.

டூலாங்–பெட்டிட் விதி (Dulong and Petit's Rule)

இதனைப் பயன்படுத்தி ஒரு தனிமத்தின் இணைதிறனை எளிதில் கணக்கிட இயலும். இதன்படி

'திண்ம நிலையில் இருக்கும் ஒரு தனிமத்தின் சுயவெப்பத்தையும் (Specific heat) அதன் அனு எடையையும் பெருக்கிக் கிடைக்கும் பெருக்குத் தொகை ஏறத்தாழ 6·4–க்குச் சமமாயிருக்கும்.'

இவ்விதி சாதாரண வெப்பநிலைகளில் திண்ம நிலையிலுள்ள பல தனிமங்களின் அணு எடைகளைக் கண்டுபிடிக்கப் பயன்படுகிறது. 6·4 என்ற மதிப்பு ஒரு கிராம் அணுவுக்கு உள்ள மதிப்பாகும். குறைந்த வெப்ப நிலைகளில் இப்பெருக்குத் தொகை

யின் மதிப்பு 6·4–க்குக் குறைவாக இருக்கிறது. இவ்விதியைப் பயன்படுத்தி ஒரு தனிமத்தின் இணைதிறனை எவ்வாறு கணக்கிடுவது என்று கீழே காண்போம் :

அணு எடை × சுய வெப்பம் = 6·4 (தோராயமாக)

(1) தோராய அணு எடையைக் கணக்கிடுதல்: முதலில் அணு எடை கண்டுபிடிக்க வேண்டிய தனிமத்தின் சுய வெப்பத்தைச் சோதனையின் மூலம் நிர்ணயிக்க வேண்டும்.

தோராய அணு எடை = 6·4/சுய வெப்பம்

(2) இணைதிறனைக் கண்டுபிடித்தல் : தனிமத்தின் சமான எடையைச் சோதனை மூலம் கண்டுபிடிக்க வேண்டும். பிறகு அதன் தோராய அணு எடையைத் தனிமத்தின் சமான எடையால் வகுத்தால், தோராயமான இணைதிறன் கிடைக்கும்.

தோராயமான அணு எடை/சமான எடை= தோராயமான இணைதிறன்

தோராயமான இணைதிறனை அதன் மிக நெருங்கிய முழு எண்ணாக (nearest integer) மாற்றினால் சரியான இணைதிறன் கிடைக்கும்.

(3) சரியான அணு எடையைக் கணக்கிடுதல் : சரியான இணைதிறனும், சரியான சமான எடையும் தெரியுமாதலால் இவ்விரண்டையும் பெருக்கிச் சரியான, துல்லியமான அணு எடையைப் பெறலாம்.

சமான எடை × (சரியான) இணைதிறன் = சரியான அணு எடை

கணக்கு:

0.45 கிராம் எடையுள்ள ஓர் உலோகம் 23° வெப்பநிலையில் 743 மிமீ அழுத்தத்திலும், 176·6 செமீ^{3} ஹைட்ரஜனை வெளியேற்றியது. 23°C-ல் நீராவியின் அழுத்தம் = 21 மிமீ உலோகத்தின் சுய வெப்பம் =0·091. உலோகத்தின் சமான எடையையும், சரியான அணு எடையையும் கணக்கிடுக.

(1) உலோகத்தின் சமான எடையைக் கணக்கிடுதல்:

உலோகத்தின் எடை = 0·45 கிராம்

அறையின் வெப்பநிலை = 23°C = (273+23) = 296°A

ஹைட்ரஜன் + நீராவியின் அழுத்தம் = 743 மிமீ

23°C-ல் நீராவியின் அழுத்தம் = 21 மிமீ
உலர்ந்த வாயுவின் அழுத்தம் = 722 மிமீ
ஹைட்ரஜனின் கன அளவு = 176 6 செமீ^{3}

தி. வெ. அல் ஹைட்ரஜனின் கன அளவு :

$$\frac{P_0 V_0}{T_0} = \frac{P_1 V_1}{T_1}; \; V_0 = \frac{P_1 V_1}{T_1} \times \frac{T_0}{P_0}$$

$P_0 = 760$; $V_0 = ?$ $T_0 = 273$; $P_1 = 722$; $V_1 = 176.6$; $T_1 = 296$.

$$V_0 = \frac{176{\cdot}6 \times 273}{296} \times \frac{722}{760} = 154.7 \text{ செ.மீ.}^3$$

தி.வெ. அல் 154·7 செமீ^{3} ஹைட்ரஜனை வெளியேற்றும் உலோகத்தின் எடை = 0.45 கிராம்

தி.வெ.அ.-ல் 11,200 செமீ^{3} ஹைட்ரஜனை வெளியேற்றும் உலோகத்தின் எடை $= \frac{0.45 \times 11{,}200}{154{\cdot}7}$

$= 32.57$

உலோகத்தின் சமான எடை = 32.57

(2) தோராய அணு எடை கணக்கிடுதல்;

அணு எடை × சுய வெப்பம் = 6·4 (தோராயமாக)

தோராய அணு எடை = 6·4 / உரிமை வெப்பம்
= 6·4 /0·091

தோராய அணு எடை = 70·34

(3) தோராய இணைதிறன் கண்டுபிடித்தல் :

$$\text{தோராய இணைதிறன்} = \frac{\text{தோராய அணு எடை}}{\text{சமான எடை}}$$

$= 70{\cdot}34 / 32{\cdot}57 = 2{\cdot}160$

சரியான இணைதிறன் = 2

(4) சரியான அணு எடையைக் கணக்கிடுதல் :

சரியான அணு எடை = சமான எடை × சரியான இணைதிறன்

$= 32{\cdot}57 \times 2 = 65.14$

உலோகத்தின் அணு எடை = 65.14

கணக்கு:

ஓர் உலோகக் குளோரைடில் உள்ள குளோரினுடைய எடை 49·5% இவ் வுலோகத்தின் சுய வெப்பம் 0·056 ஆக இருந்தால், உலோகத்தின் அணு எடை என்ன? உலோகத்தின் குறியீட்டை M எனக் கொண்டு அதன் குளோரைடு, ஹைட்ராக் சைடு ஆகியவற்றின் மூலக்கூறு வாய்பாடுகளை எழுதுக.

(1) உலோகத்தின் சம எடையைக் கணக்கிடுதல் :

உலோகக் குளோரைடின் எடையை 100 எனக் கொள்வோம்

உலோகக் குளோரைடில் உள்ள குளோரினுடைய எடை } = 49·5 கி

உலோகத்தின் எடை = 50·5 கி

49·5 குளோரினுடன் இணையும் உலோகத்தின் எடை } = 50·5 கி

35·46 கிராம் குளோரினுடன் இணையும் உலோகத்தின் எடை } $= \frac{50{\cdot}5 \times 35{\cdot}46}{49{\cdot}5}$

= 36·22

உலோகத்தின் சமான எடை = 36·22

(2) தோராய அணு எடை கணக்கிடுதல்:

அணுஎடை × சுய வெப்பம் = 6·4 (தோராயமாக)

தோராய அணு எடை = 6·4/0 056 } = 114·3

(3) தோராய இணைதிறன் கண்டுபிடித்தல்:

தோராய இணைதிறன் $= \frac{\text{தோராய அணுஎடை}}{\text{சமான எடை}}$

$= \frac{114{\cdot}3}{36{\cdot}22} = 3{\cdot}156$

சரியான இணைதிறன் = 3

(4) சரியான அணுஎடை கணக்கிடுதல்:

சரியான அணுஎடை = சரியான இணைதிறன் × சமமான எடை

= 3 × 36·22 = 108·66

உலோகத்தின் சரியான அணுஎடை } = 108·66

உலோக குளோரைடின் வாய்பாடு } = MCl_3

உலோக ஹைட்ராக்சைடின் வாய்பாடு } = $M(OH)_3$

வினாக்கள்

1. கீழ்க்கண்டவற்றிற்கு வரைவிலக்கணம் கூறுக:
(i) அணு எடை (ii) சமான எடை.

2. டூலாங்—பெடிட் விதியைக் கூறி, அது தனிமங்களின் சரியான அணு எடைகளைக் கண்டுபிடிக்க எவ்வாறு பயன்படுகிறது என்று விளக்குக.

3. ஒரு தனிமத்தின் சமான எடையை வரையறுத்துக் கூறுக. அதனைக் கண்டுபிடிக்க உதவும் பல முறைகளின் தத்துவங்களை விவரித்துக் கூறுக.

4. 0.2943 கிராம் உலோகத்தை மிகையான அமிலத்துடன் சேர்த்தால் 108·3 செமீ^{3} ஹைட்ரஜன் வாயு வெளியேற்றப்பட்டு 15°C வெப்பநிலையில் 752·5 மிமீ அழுத்தத்தில் நீரின் மேல் சேகரிக்கப்படுகிறது. இவ் வுலோகத்தின் சமான எடை என்ன? (15°C–ல் நீராவியின் அழுத்தம் 12·5 மிமீ) [விடை: 32·96]

5. 0·33 கிராம் எடையுள்ள உலோகம் நீர்த்த சல்ஃபூரிக் அமிலத்தில் கரைந்து தி.வெ.அ.-ல் 113செமீ^{3} உலர்ந்த ஹைட்ரஜனை வெளியேற்றுகிறது. உலோகத்தின் சமான எடையைக் கணக்கிடுக. [விடை: 32·67]

6. 1·05 கிராம் ஓர் உலோகம் 1·5 கிராம் எடையுள்ள ஆக்சைடைக் கொடுத்தது. உலோகத்தின் சமான எடை யாது? [விடை: 18·67]

7. 2 கிராம் உலோகத்தைக் குளோரினில் சூடுபடுத்தினால் 2·652 கிராம் அவ்வுலோகக் குளோரைடு கிடைக்கிறது. அவ் வுலோகத்தின் சமான எடை என்ன? [விடை: 108·9]

8. 1.68 கிராம் A என்ற உலோகம் 1·59 கிராம் B என்ற உலோகத்தை அதன் சேர்மத்திலிருந்து இடப்பெயர்ச்சி செய்தது. A–ன் சமானஎடை 32·68 ஆனால், B-ன் சமான எடையைக் கணக்கிடுக.

[விடை· 31·87]

9. 2 கிராம் எடையுள்ள ஓர் உலோகம் 2·148 கிராம் எடையுள்ள அதன் ஆக்சைடாக மாற்றப்பட்டது. உலோகத்தின் சுய வெப்பம் 0·06 உலோகத்தின் சரியான அணு எடையைக் கண்டுபிடிக்கவும். உலோகத்தின் குறியீட்டை M எனக் கொண்டு அதன் ஆக்சைடு, சல்ஃபேட் ஆகியவற்றின் வாய்பாடுகளை எழுதுக.

10. 0 15 கிராம் ஓர் உலோகம் ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்துடன் வினைபட்டு தி.வெ.அ-ல் 186·3 செமீ³ உலர்ந்த ஹைட்ரஜனைக் கொடுத்தது. உலோகத்தின் சுய வெப்பம் 0·22. உலோகத்தின் அணு எடையைக் கணக்கிடுக [விடை 27]

11. ஓர் உலோகத்தின் குளோரைடு 45·6% உலோகத்தைப் பெற்றிருக்கிறது. உலோகத்தின் சுயவெப்பம் 0·052 ஆனால், அதன் அணு எடை யாது? [விடை: 119·04]

12. ஓர் உலோகக் குளோரைடு 34·45% குளோரினைப் பெற்றிருக்கிறது. உலோகத்தின் இணைதிறன் 3 என்றால், அதன் அணு எடையையும், உலோக பாஸ்பேட்டின் வாய்பாட்டையும் எழுதுக. [விடை: 56; XPO_4]

12. திண்மங்களும், நீர்மங்களும்

(Solids and Liquids)

பொருள் திட, நீர்ம, வாயு ஆகிய மூன்று நிலைகளில் உள்ளது. இம் மூன்று நிலைகளும், ஒவ்வொரு நிலையிலும் பொருளின் இம்மிகளின் இயக்கத்திற்கு உள்ள கட்டுப்பாட்டிற்கு ஏற்ப வேறுபடுகின்றன. வெப்பநிலை, அழுத்தம் போன்ற சூழ்நிலைகளில் மாற்றங்கள் ஏற்படுத்துவதன் மூலம் பொருளை ஒரு நிலையிலிருந்து மற்றொன்றிற்கு எளிதாக மாற்றலாம்.

வாயுநிலையில் மூலக்கூறுகள் கட்டுப்பாடின்றி தன்னிச்சை யாக நகரும் தன்மை பெற்றுள்ளன. இம் மூலக்கூறுகள் அதிக வேகத்துடன் நகருகின்றன. சான்றாக, குளோரின் வாயு அறையின் ஒரு மூலையில் தயாரிக்கப்பட்டாலும், அதன் கார நெடி அறையின் எப் பகுதியிலும் உணரப்படுகிறது.

நீர்ம நிலையில் பொருள்களுக்குத் தனிப்பட்ட கன அளவு இல்லை. அவைகள் வைக்கப்பட்டுள்ள பாத்திரத்தின் கன அளவைப் பெறுகின்றன, நீர்ம மூலக்கூறுகள் அடைத்துக் கொள்ளும் கன அளவு குறைவு. இம் மூலக்கூறுகள் குறைந்த வேகத்துடன் நகரும் தன்மைப் பெற்றுள்ளன. நீர்மங்களில் மூலக்கூறுகள் ஓர் ஒழுங்கான முறையில் அமைக்கப்படவில்லை. இவை ஒன்றன்மீது ஒன்று படியும் தன்மையுள்ளதால், திரவங்கள் பாய்ந்து செல்லும் பண்பைப் பெற்றுள்ளன. எனவே, ஒரு வாயுவை அழுத்தத்தை அதிகரித்தும் அல்லது கன அளவைக் குறைத்தும் நீர்மமாக மாற்றலாம். வாயு மூலக்கூறு களின் வேகம் குறைக்கப்பட்டாலும் நீர்மங்கள் உண்டாகின்றன. வாயுக்கள் அழுத்த அதிகரிப்பினாலும், நீர்மங்கள் வெப்பநிலை குறைவாலும் பாதிக்கப்படுகின்றன.

திண்ம நிலையில் மூலக்கூறுகள் அல்லது அயனிகள் நிலையான இடங்களைப் பெற்றுள்ளன. இதனால் இவற்றிற்கு நகரும் தன்மை கிடையாது. திடநிலையில் மூலக்கூறுகள் ஓர் ஒழுங்கான, சீரான அமைப்பைப் பெற்றுள்ளன. இம் மூலக்கூறுகள் தங்களின் சமநிலைத்தானங்களில் அதிர்வடைகின்றன. வாயுக்களைப் போல், நீர்மங்களையும், திடப் பொருள்களையும் அழுத்திச் சுருக்க முடியாது.

திண்மங்கள்

திண்மங்களைக் கீழ்க்கண்ட இரு வகைகளாகப் பிரிக்கலாம்: (a) படிக வடிவமுடைய பொருள்கள், (b) படிகவடிவமற்ற பொருள்கள். படிகப் பொருளில் (Crystalline) மூலக்கூறுகள் ஒரு சீரான முறையில் நெருங்கி அடர்ந்துள்ளன. எனவே, குறிப்பிட்ட உருவமைப்புடன் விளங்குகிறது. படிகப் பொருள் குறிப்பிட்ட உருகு நிலையையும் பெற்றுள்ளது. சோடியம் குளோரைடு, அயோடின், சர்க்கரை போன்ற சேர்மங்கள் படிகவடிவுள்ள திண்மங்களுக்கு எடுத்துக்காட்டுகளாகும். படிக உருவமற்ற திண்மங்கள் குறிப்பிட்ட உருவமைப்புடன் இருப்பதில்லை. அவற்றை மிகையாகக் குளிர்விக்கப்பட்ட நீர்மங்கள் எனக் கருதலாம். கண்ணாடி, களிக்கந்தகம் ஆகியவை இவ்வகைத் திண்மத்திற்குச் சான்றாகும். இவை ஒரு குறிப்பிட்ட வெப்ப நிலையில் உருகுவதில்லை. இவற்றின் மூலக்கூறுகள் சீரான முறையில் அமைக்கப்படவில்லை, சில சமயங்களில் படிக உருவமற்ற பொருள்கள் படிகப் பொருள்களாக மாறுகின்றன.

குறிப்பிட்ட வடிவத்தைப் பெற்றிருப்பதுடன், ஒளி விலகல் எண், வெப்பம் மின்சாரம் ஆகியவற்றைக் கடத்தும் திறன் இவற்றிலும் படிகங்கள், நீர்மங்கள், வாயுக்கள் இவற்றிலிருந்து மாறுபட்டு விளங்குகின்றன. படிகமாகும் சூழ்நிலைகளைப் பொறுத்து ஒரு பொருள் பல படிவங்களில் படிகமாகும் தன்மைப் பெற்றுள்ளது.

உருகு நிலை

திண்ம நிலையில், அயனிகள், அணுக்கள் அல்லது மூலக்கூறுகள் நிலையான இடங்களில் அமையப் பெற்றுள்ளன. ஒரு திடப்பொருளைச் சூடுபடுத்தினால், இவற்றிலுள்ள மூலக்கூறுகள் அதிகமாக அதிர்வடைகின்றன. ஆனால் இவற்றின் சமநிலை இடங்களிலிருந்து மூலக்கூறுகள் அதிகமாக நகருவதில்லை. ஆனால், ஒரு குறிப்பிட்ட வெப்பநிலையில் மூலக்கூறுகள் அதிகமாகக் கிளர்வுற்று அவற்றின் சமநிலை இடங்களிலிருந்து நகர்ந்து

ஒன்றன்மேல் ஒன்று அமைகின்றன. இம் முறையில் திண்மங்களின் கனஅளவு மாறுவதில்லை. இந்த வெப்பநிலையில் திடப்பொருளின் உருகுநிலை எனப்படும். உருகு நிலையில் திடப்பொருளும், திரவமும் சமநிலையில் உள்ளன. திண்மம் முழுவதும் உருகுவதில்லை. திரவம் முழுவதும் உறைவதில்லை. இந்த வெப்பநிலைக்குமேல் திண்மம் முழுவதும் உருகிய நிலையிலும், இதற்குக் குறைந்த வெப்பநிலையில் திரவம் உறைந்த நிலையிலும் இருக்கிறது.

உறைநிலை (Freezing Point)

எந்த வெப்பநிலையில் ஒரு பொருளின் திண்மமும் நீர்மமும் சமநிலையில் இருக்கிறதோ அந்த வெப்பநிலையை "உறைநிலை" என்கிறோம். அழுத்தம் நிலையாக இருக்கும்போது ஒவ்வொரு பொருளும் ஒரு குறிப்பிட்ட உறைநிலையைப் பெற்றிருக்கும். தூய நீர்மங்கள் குளிர்ச்சியினால் திண்மமாக மாறுதலைப் படிகமாதல் என்கிறோம். படிகமாதல் நிகழத் தொடங்கும்போது வெப்பம் வெளிவிடப்படுகிறது. இந்த வெப்பத்தைப் படிகமாதல் வெப்பம் (Heat of Crystallisation) என்பர். இஃது ஒரு மோல் நீர்மம், திண்மமாக மாறும்போது வெளியாகும் வெப்பமாகும். இதை $\triangle$ Hc எனக் குறிக்கிறோம். இது திண்ம நீர்ம நிலைகளில் பொருள் பெற்றிருக்கும் வெப்பநிலைகளுக்கு இடையே உள்ள வித்தியாசத்திற்குச் சமமாகும்.

திரவத்தின் ஆவியழுத்தமும், கொதிநிலையும்

ஒரு திறந்த பாத்திரத்தில் நீர்மம் ஒன்றை வைத்தால் அது ஓரளவிற்கு ஆவியாகி நீர்மட்டத்திற்கு மேலே அழுத்தத்தை உண்டாக்கும். இந்த அழுத்தம் நீர்மத்தின் வெப்பநிலையைப் பொறுத்து மாறும். நீர்மத்தின் மேற்பரப்பில் இருக்கும் மூலக்கூறுகளை நீர்மத்தின் உட்பக்கத்தை நோக்கி இழுக்கும் விசைகள் மேல்பரப்பில் அமைந்துள்ளன. நீர்ம நிலையில் எல்லா மூலக்கூறுகளும், ஒரே வேகத்துடன் நகருவதில்லை. இவை வெவ்வேறு வேகங்களைப் பெற்றிருக்கின்றன. இவற்றின் சராசரி வேகத்தைக் காட்டிலும் அதிக வேகத்தைப் பெற்றுள்ள மூலக்கூறுகள், நீர்மத்தின் மேற்பரப்பில் ஏற்படும் விசைகளை முறியடித்து, நீர்மத்துக்கு வெளியே தப்பிச்செல்கின்றன இம்முறைக்கு ஆவியாதல் எனப்பெயர். ஆவி நிலைமையிலுள்ள மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கை அதிகரித்தால், சில மூலக்கூறுகள் நீர்மத்தை வந்தடைந்து சுருங்குகின்றன. மூடிய பாத்திரத்தில் நீர்மத்தை எடுத்துக்கொண்டால், ஒரு குறிப்பிட்ட வெப்பநிலையில் நீர்மத்தின் பரப்பிலிருந்து வெளியேறும்

மூலக்கூறுகளுக்கும், வந்தடைந்து சுருங்கும் மூலக்கூறுகளுக்கு மிடையே ஒரு சம நிலை உண்டாகிறது. அதாவது நீர்மத்தின் மேற்பரப்பிலிருந்து வெளியேறும் மூலக்கூறுகளும் வந்தடையும் மூலக்கூறுகளும் சமமாக உள்ளன. மேற்பரப்பில் உள்ள ஆவி வாயுவைப்போல் அழுத்தத்தை உண்டாக்குகிறது. இவ்வழுத்தத்திற்குக் குறிப்பிட்ட வெப்பநிலையில் நீர்மத்தின் ஆவியழுத்தம் எனப்பெயர்.

ஒரு நீர்மத்தின் ஆவியழுத்தம் வெப்பநிலை அதிகரிப்புடன் கூடுகிறது. வெப்ப நிலை அதிகரிக்கும்பொழுது அதிகமான மூலக்கூறுகள் ஆவி நிலைமையை (vapour phase) அடைகின்றன. இதனால் ஆவியழுத்தம் அதிகரிக்கிறது. ஒரு குறிப்பிட்ட வெப்பநிலையில் நீர்மத்தின் ஆவியழுத்தமும், வெளிக்காற்றின் அழுத்தமும் சமமாகிறது. இந்த வெப்பநிலையில் நீர்மம் கொதித்து, கொப்புளங்கள் நீர்மத்தின் பரப்பை நோக்கி எழுகின்றன. இவ் வெப்பநிலை நீர்மத்தின் கொதிநிலை எனப்படுகிறது.

760 மி.மீ. அல்லது ஒரு வளி மண்டல அழுத்தத்திற்கு ஒரு நீர்மத்தின் ஆவியழுத்தம் எந்த வெப்பநிலையில் சமமாகிறதோ, அவ் வெப்பநிலை நீர்மத்தின் திட்டக் கொதிநிலை எனப்படும். 100° C வெப்பநிலையில் நீரின் ஆவியழுத்தம் 760 மிமீ. ஆல்கஹாலின் கொதிநிலையான 78° C-ல் அதன் ஆவியழுத்தம் 760 மிமீ. ஒரு நீர்மத்தின் அழுத்தத்தைக் குறைத்தால் நீர்மங்கள், தங்களுடைய கொதிநிலையைக் காட்டிலும் குறைந்த வெப்பநிலையில் கொதிக்கின்றன. சான்றாக நீரின் ஆவியழுத்தம், 355 மிமீ. ஆக இருக்கும்போது அது குறைந்த வெப்பநிலையான 80°C-ல் கொதிக்கிறது. அழுத்தத்தை அதிகரித்தால் நீர் 100°C-க்கு உயர்ந்த வெப்பநிலையில் கொதிக்கிறது.

ஒரு நீர்மம் ஆவியாகும்பொழுது, அதிக இயக்க ஆற்றலைப் பெற்ற மூலக்கூறுகள் வெளியேறுகின்றன. இதனால் நீர்மத்தில் உள்ள மூலக்கூறுகளின் சராசரி இயக்க ஆற்றல் குறைந்து, நீர்மத்தின் வெப்பநிலையும் குறைகிறது.

ஒரு நீர்மத்தை உறைநிலைக்கும், நிலைமாறு வெப்பநிலைக்கும் (Critical temperature) இடையே எந்த வெப்பநிலையில் வேண்டுமானாலும் கொதிக்க வைக்கலாம். அதற்காக நீர்மத்

தின்மீது உள்ள வெளி அழுத்தத்தைக் குறைக்க வேண்டும்; அல்லது அழுத்தத்தை அதிகரிக்கலாம். அழுத்தத்தில் நிகழும் வேறுபாட்டால், கொதிநிலையில் உண்டாகும் வேறுபாட்டைக் காட்டக் கிளாஸியஸ்–கிளேப்பரான் சமன்பாட்டைப் பயன் படுத்தலாம்.

$$\frac{\Delta T}{\Delta P} = \frac{RT^2}{\Delta H\gamma P}$$

இங்கு $\frac{\Delta T}{\Delta P}$ = அழுத்த வேறுபாட்டுடன் கொதிநிலை வேறுபாடு

R = வாயு மாறிலி. T = தனி அளவையில் கொதி நிலை

$\Delta H\gamma$ = மோலார் ஆவியாதல் வெப்பம்

P = அழுத்தம்

ட்ரௌடன் விதி (Trouton's Rule)

மோலார் ஆவியாதல் வெப்பத்திற்கும் நீர்மத்தின் கொதி நிலைக்கும் உள்ள விகிதம் ஒரு மாறிலியாகும். இம் மாறிலி எல்லா இயல்பான நீர்மங்களுக்கும் ஒன்ருகவே உள்ளது.

$$\frac{\Delta H\gamma}{T} = \text{மாறிலி} \simeq 21$$

மீத்தேன், ஹெக்சேன் போன்ற இயல்பான நீர்மங்களுக்கு இவ்விதி சரியாக உள்ளது. ஆனல் மூலக்கூறு இணை நீர்மங்களான நீர், ஆல்கஹால் ஆகியவற்றிற்கு இம் மாறிலியின் மதிப்பு அதிகமாக உள்ளது (நீர் = 26; ஆல்கஹால் = 26·7). ஃபார்மிக் அமிலம், அசிடிக் அமிலம் ஆகியவை குறைந்த மதிப்பைப் (14·8) பெற்றுள்ளன.

நீரின் கொதிநிலையான 100°C, வெப்பப்படுத்துதல் தொடர்ந்து நடைபெற்ருலும், ஒரு மாறிலியாகவே உள்ளது. இதற்குக் காரணம், அளிக்கப்பட்ட வெப்பம் மூலக்கூறுகளின் இயக்க ஆற்றலை அதிகரிக்கப் பயன்படுகிறது. இதனல் அதிக மூலக்கூறுகள் ஆவி நிலையையடைகின்றன. நீர்மம் முழுவதும் ஆவியாகும் வரை இந் நிகழ்ச்சி நடைபெறுகிறது.

ஒரு கிராம் நீர்மத்தை அதன் கொதிநிலையில் ஆவியாக்குவதற்குத் தேவையான வெப்பத்தினளவு நீர்மத்தின் ஆவியாதலின் உள்ளுறை வெப்பம் (latent heat of vaporisation) எனப்படுகிறது.

வினாக்கள்

1. கீழ்க்கண்டவற்றை விளக்குக :

   (1) உருகு நிலை; (2) கொதிநிலை; (3) ஆவியமுத்தம்; (4) ஆவியமுத்தத்திற்கும் வெப்பநிலைக்குமுள்ள தொடர்பு.

2. நீர் 50°C-ல் கொதிக்க முடியுமா? விளக்குக.

3. அயனிப் பிணைப்புக் கொண்ட சேர்மங்கள் அதிக உருகு நிலையைக் கொண்டுள்ளன; சமவலுப் பிணைப்புக் கொண்ட சேர்மங்கள் குறைந்த உருகுநிலையைக் கொண்டுள்ளன—காரணம் கூறுக.

4. நீர்மங்களுக்கும், திண்மங்களுக்கும் உள்ள வேறு பாட்டை வரையறுக்கவும்.

13. கரைசல்கள்

(Solutions)

சாதாரண உப்பு போன்ற திண்மப் பொருளை (solid) நீரில் சேர்த்துக் கலக்கினால் உப்பு நீரில் மறைந்து விடுகிறது. அதாவது, உப்பு நீரில் கரைந்துவிட்டது என அறிகிறோம். இந் நிகழ்ச்சிக்குக் கரைதல் என்றும், ஏற்படக்கூடிய கலவைக் குக் கரைசல் என்றும் பெயர்.

கரைசல் இரண்டு பகுதிகளாலானது. இதில் கரையும் பொருளைக் கரைபொருள் (solute) என்றும், கரைக்கும் நீர் மத்திற்குக் கரைப்பான் (solvent)என்றும் பெயர். கரைப்பானின் அளவு அதிகமாகவும், கரை பொருளின். அளவு குறைவாகவும் இருக்கும். கரைசல் என்பது கரைப்பானும் கரை பொருளும் சேர்ந்த ஒரு படித்தான (homogeneous) கலவையாகும். ஒரு பொருள் மற்றொரு பொருளில் கரைவது கரைப்பானின் தன்மை, கரை பொருளின் தன்மை, வெப்பநிலை இவற்றைப் பொறுத்துள்ளது. கரைபொருள், கரைப்பான் இரண்டும் திண்ம, நீர்ம அல்லது வாயு நிலைகளில் இருக்கலாம். பொதுவாகக் காணப்படும் திண்ம—நீர்மக் கரைசல்களைப்பற்றி இங்குக் கவனிப்போம். இவ்வகைக் கரைசல்களில் ஒரு திண்மப் பொருள் கரை பொருளாகவும், ஒரு நீர்மம் கரைப்பானாகவும் உள்ளது. கரைசல்களைப் பலவகையாகப் பிரிக்கலாம்.

பூரிதக் கரைசல் (Saturated solution)

ஒரு முகவையில் (beaker) சிறிதளவு நீர் எடுத்துக் கொண்டு அத்துடன் பொடி செய்த சாதாரண உப்பைச் சிறிதளவு போட்டுக் கலக்கினால் உப்பு கரைகிறது. மேலும் மேலும் உப்பை போட்டுக் கலக்கிக்கொண்டே வந்தால், அது கரைந்து கொண்டே வருகிறது. ஆனால், ஒரு குறிப்பிட்ட அளவு உப்பு

கரைந்தவுடன் மேலும் சேர்க்கப்படும் உப்பு கரையாமல் அடியில் தங்குகிறது. இவ்வாறு கிடைக்கும் கரைசலைப் பூரிதக் கரைசல் என்கிறோம். ஆகவே, ஒரு குறிப்பிட்ட வெப்ப நிலையில் எவ்வளவு எடை கரை பொருள் ஒரு கரைப்பானில் கரைய முடியுமோ அத்தனை அளவு கரை பொருளை முழுவதும் கரைத்துப் பெறப்படும் கரைசல் பூரிதக் கரைசல் எனப்படுகிறது. பூரிதக் கரைசலின் அடியில் சிறிதளவு கரைபொருள் கரையாமல் படிந்திருக்கும்.

அபூரிதக் கரைசல் (Unsaturated solution)

ஒரு கரைசலுடன் அதன் கரைபொருள் சிறிதைச் சேர்க்கும்போது சேர்த்த கரைபொருள் கரைந்து விடுமானால் அக் கரைசலை அபூரிதக் கரைசல் (unsaturated solution) என்கிறோம். எனவே, ஒரு குறிப்பிட்ட வெப்பநிலையில் குறிப்பிட்ட அளவு கரைப்பானைப் பூரிதமாக்குவதற்குத் தேவையான அளவு கரைபொருளைவிடக் குறைந்த அளவு கரைபொருளைக் கரைத்துப் பெறப்படும் கரைசல் அபூரிதக் கரைசல் ஆகும்.

அதிபூரிதக் கரைசல் (Super saturated solution)

அறையின் வெப்பநிலையில் ஒரு பொருளின் பூரிதக் கரைசலைத் தயாரித்துக் கொண்டு, அக் கரைசலை உயர்ந்த வெப்பநிலைக்குச் சூடுபடுத்தினால், கரையாமல் அடியில் தங்கியிருக்கும் பொருள் கரைந்து விடுகிறது. இப்போது மேலும் கரை பொருளைச் சேர்த்தால் அது கரைகிறது. இக் கரைசல் குறைந்த வெப்பநிலையான அறையின் வெப்பநிலையில் அதிபூரிதக் கரைசல் எனக் கருதப்படுகிறது. எனவே, ஒரு குறிப்பிட்ட வெப்பநிலையில் குறிப்பிட்ட அளவு கரைப்பானைப் பூரிதமாக்குவதற்குத் தேவையான கரைபொருளின் அளவைக் காட்டிலும் அதிகமாக கரைபொருளைப் பெற்றிருக்கும் கரைசல் அதிபூரிதக் கரைசல் எனப்படுகிறது. உயர்ந்த வெப்பநிலையிலுள்ள இக் கரைசலை அறையின் வெப்பநிலைக்குக் குளிரச் செய்தால், அதில் கரைந்திருக்கும் அதிகப்படியான கரை பொருள் பிரிந்து படிகங்களாக வெளியாகிறது.

ஒரு குறிப்பிட்ட கரைசல் எவ்வகையைச் சார்ந்தது என்று அறிந்து கொள்வதற்கு அக் கரைசலுடன் சிறிதளவு கரை பொருளைச் சேர்க்க வேண்டும். கரைபொருள் கரைசலில் கரைந்தால், கரைசலை அபூரிதக் கரைசல் என்றும், கரை பொருள் கரையாமல் அடியில் தங்கினால் பூரிதக் கரைசல்

என்றும், கரைபொருளை சேர்த்தவுடன் கரைசலில் கரைந்துள்ள கரைபொருள் அதிலிருந்து பிரிந்தால் அக் கரைசலை அதிபூரித கரைசல் என்றும் வழங்குகிறோம்.

கரைதிறன் (Solubility)

ஒரு குறிப்பிட்ட வெப்பநிலையில் 100 கிராம் எடையுள்ள கரைப்பானைப் பூரிதக் கரைசலாக்க எத்தனை கிராம் கரை பொருளைக் கரைக்க வேண்டுமோ, அந்த எடை அந்த வெப்ப நிலையில் அப் பொருளின் கரைதிறன் ஆகும்.

கரைதிறன் வெறும் எண்ணால் குறிப்பிடப்படுகிறது. ஒரு பொருளின் கரைதிறன் கீழ்க்கண்டவற்றைப் பொறுத்துள்ளது: (1) கரைபொருளின் தன்மை; (2) கரைப்பானின் தன்மை; (3) வெப்பநிலை; (4) அழுத்தம். வெப்பநிலை ஒரு பொருளின் கரைதிறனைப் பெரிதும் பாதிக்கிறது. சான்றாக, 20°C வெப்ப நிலையில் பொட்டாஷியம் நைட்ரேட்டின் கரைதிறன் 31·6. 10°C–ல் இதன் கரைதிறன் 20·70°C–ல் 140 ஆகும். ஒரு குறிப்பிட்ட வெப்பநிலையில் ஒரு கரைசல் பூரிதநிலையிலும், மற்றொரு வெப்பநிலையில் அதே கரைசல் அபூரிதக் கரைசலாக இருக்கிறது. பொதுவாகப் பல உப்புகளின் கரைதிறன்கள் வெப்பநிலை உயர்வுடன் அதிகரிக்கின்றன. எடுத்துக்காட்டு: பொட்டாஷியம் நைட்ரேட், கால்சியம் குரோமேட் போன்ற உப்புகளின் கரைதிறன் வெப்பநிலைக் குறைவுடன் குறைகிறது.

அறை வெப்பநிலையில் ஓர் உப்பின் கரைதிறனை நிர்ணயித்தல்

ஒரு முகவையில் சுமார் 50 செமீ^{3} நீரை எடுத்துக் கொண்டு எப் பொருளின் கரைதிறனைக் கண்டுபிடிக்க வேண்டுமோ அப்பொருளைப்பொடியாக்கி முகவையிலுள்ள நீரில் சிறிது சிறிதாகப் போட்டுக் கலக்க வேண்டும். உப்பு நீரில் கரைகிறது. இவ்வாறு உப்பைப் போட்டுக் கலக்கும்போது சிறிதளவு கரைபொருள் கரையாமல் கரைசலின் அடியில் தங்குகிறது. அறையின் வெப்பநிலையில் உப்பின் பூரிதக் கரைசல் தயாரிக்கப்படுகிறது. இக் கரைசலை ஒரு நீர்த் தொட்டியினுள் வைத்து, வெப்பநிலை சீராக இருக்கும்படிச் செய்ய வேண்டும்.

உலர்ந்த சுத்தமான பீங்கான் கிண்ணத்தை ஒரு கண்ணாடிச் சிற்றகலுடன் நிறுத்து எடையைக் கண்டுபிடித்துக் கொள்ள வேண்டும். பீங்கான் கிண்ணத்தில் சுமாராக 10 செமீ^{3} பூரிதக் கரைசலை ஒரு பிப்பெட்டினால் எடுத்துக்கொள்ள வேண்டும். மீண்டும் பீங்கான் கிண்ணத்தையும் கண்ணாடி அகலையும் பூரிதக்

கரைசலுடன் எடை போட வேண்டும். பிறகு கிண்ணத்தை ஒரு மணல் தட்டின்மீது வைத்து, கரைசலை சீராகச் சூடு செய்தல் வேண்டும். சூடேற்றும்போது கரைசல் சிதருமல் பார்த்துக் கொள்ளப்படுகிறது. கரைப்பான் ஆவியாகி வெளிச் செல்லுகிறது. நீர் முழுவதும் ஆவியானவுடன் சூடு படுத்துவதை நிறுத்திப் பீங்கான் கிண்ணத்தைக் குளிரச்செய்து, பிறகு கிண்ணம், உப்பு ஆகியவற்றின் மொத்த எடையைக் கண்டு பிடிக்க வேண்டும். ஒரே மாதிரியான எடைகள் கிடைக்கும் வரையில் கிண்ணத்தைச் சூடுபடுத்தி, குளிர்ச்சியடையச் செய்து எடை கண்டறியும் முறையைத் திரும்பச் செய்ய வேண்டும். இதிலிருந்து கீழ்க்கண்ட கணக்கிடல் முறையில் கரைதிறனைக் கண்டுபிடிக்கலாம்:

கணக்கிடல் :

வெற்றுப் பீங்கான் கிண்ணத்தின் எடை $= W_1$ கி.

கிண்ணம் + கரைசல் எடை $= W_2$ கி

கிண்ணம் + கரை பொருளின் எடை $= W_3$ கி

கரை பொருளின் எடை $= (W_3 - W_1)$ கி

நீரின் எடை $= (W_2 - W_3)$ கி

$(W_2 - W_3)$ கிராம் நீரில் $(W_3 - W_1)$ கிராம் உப்பு கரைகிறது.

∴ 100 கிராம் நீரில் கரையும் உப்பின் எடை $= \dfrac{(W_3 - W_1)}{(W_2 - W_3)} \times 100$

ஆகவே, அறை வெப்பநிலையில் நீரில் உப்பின் கரைதிறன் $= \dfrac{(W_3 - W_1)}{(W_2 - W_3)} \times 100$

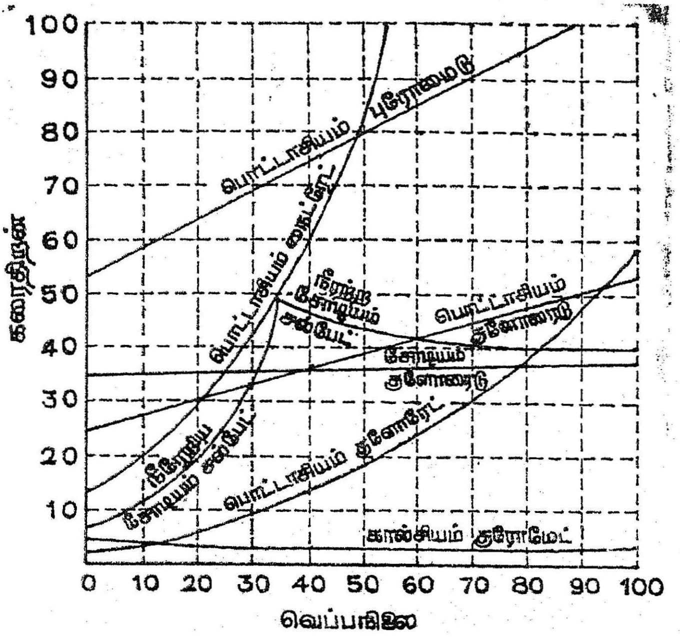
கரைதிறன் வரைபடம் (Solubility curve)

ஓர் உப்பின் கரைதிறனைப் பல வெப்பநிலைகளில் கண்டு பிடிக்க முடியும். உப்புகளின் கரைதிறன் வெப்பநிலை அதிகரிப்பிஞல் பெரிதும் பாதிக்கப்படுகிறது. இதனை ஒரு வரை படத்தின் மூலம் விளக்கலாம். அதற்குக் கரைதிறன் வரைபடம் எனப் பெயர். ஒரு பொருளின் கரைதிறன் பல வெப்பநிலை களில் சோதனை மூலம் கண்டறிய வேண்டும். இவ்வாறு கிடைத்த கரைதிறன் மதிப்புகளை Y அச்சிலும், வெப்பநிலை X அச்சிலும் எடுத்துக்கொண்டு வரைபடம் அமைக்கவேண்டும். பல கரைபொருள்களுக்குக் கிடைத்த வளைகோடுகள் படத்தில் காட்டப்பட்டுள்ளன.

கரைதிறன் வரைபடத்தின் பயன்கள்

(1) வெப்பநிலை கரைதிறனை எவ்வாறு பாதிக்கிறது என் பதை வரைபடம் காட்டுகிறது. (2) ஒரு குறிப்பிட்ட வெப்ப

நிலையில் ஓர் உப்பின் கரைதிறனை எளிதில் கண்டுபிடிக்கலாம். (3) ஒரே வெப்ப நிலையில் பல பொருள்களின் கரைதிறன்களை ஒப்பிட்டுப் பார்க்கலாம். பின்னப்படிகமாதல் முறையின்



படம் 42.

கரைதிறன் வளைகோடுகள்

தத்துவம் இதிலிருந்து அறியப்படுகிறது. (4) கரைதிறன் வரைபடத்தைப் பயன்படுத்தி ஹைட்ரேட்டு உப்புகளின் (Salt hydrates) இடைநிலை வெப்பநிலையைக் (transition temperature) கணக்கிட முடியும்.

படிகமாதல் (Crystallisation)

ஒரு பூரிதக்கரைசலைக் குளிரவைக்கும்போது அக் கரைசலில் உள்ள கரைபொருளின் ஒரு பகுதி தானாகவே திண்மப் பொருளாகப் படிகவடிவங்களில் படிகிறது. இந்த முறையில் உண்டாகும் துகள்களுக்குப் படிகங்கள் என்று பெயர்.

படிகங்கள் பின்வரும் முறையில் தயாரிக்கப்படுகின்றன: ஒரு பொருளின் பூரிதக்கரைசலை அதிக வெப்பநிலையில்

தயாரித்துக் குளிரச் செய்தால் படிகங்கள் கிடைக்கும். எடுத்துக்காட்டாகப் பொட்டாசியம் நைட்ரேட் பூரிதக் கரைசலை 50°C-ல் தயாரிக்க வேண்டும். இந்த வெப்பநிலையில் இதன் கரைதிறன் 85. இப் பூரிதக் கரைசலை 25°C-க்கு குளிர வைக்க வேண்டும், இந்த வெப்பநிலையில் இதன் கரைதிறன் 37. ஆகையால், இந்தக் கரைசலில் மிகையாக உள்ள 48 கிராம் கரைபொருளைக் கரைசல் கொள்ளாது. ஆகவே, இந்த 48 கிராம் பொட்டாசியம் நைட்ரேட் தானாகவே படிகவடிவில் பிரிந்து படிந்துவிடும். பல உப்புகள் கரைந்துள்ள கரைசலைக் குளிரச் செய்தால், உப்புகள் அவற்றின் கரைதிறன்களுக்கேற்பப் படிப்படியாகப் படிகங்களாகப் பிரியும். இவ்வாறு பல உப்புகளை ஒரு கரைசலிலிருந்து படிகமாகப் பெறும் முறைக்குப் 'பின்னப் படிகமாக்கல்' (Fractional Crystallisation) எனப் பெயர்.

கரைசல்களின் அடர்வை வரையறுக்கும் முறைகள்

ஒரு கரைசலில் கரைந்துள்ள கரைபொருள், கரைப்பான் ஆகியவற்றின் அளவுகளைக் கூறுவது கரைசலின் அடர்வு எனப்படுகிறது. நீர்த்த அல்லது அடர்கரைசல் என்பதிலிருந்து இந்த அளவுகளைக் காணலாம். நீர்த்த கரைசலில், கரைப்பானின் அளவோடு ஒப்பிடும்போது மிகக்குறைந்த அளவு கரைபொருள் கரைந்திருக்கிறது. நீர்த்த கரைசல்தான் பல விதிகளுக்குட்படுகிறது. கரைப்பானின் அளவோடு ஒப்பிடும்போது அதிக அளவு கரைபொருளைக் கொண்டுள்ள கரைசல் அடர் கரைசல் எனப்படுகிறது. இவ்வாறு வரையறுக்கப்பட்ட எல்லா விளக்கங்களும் கரைசல்களின் பண்பை ஒட்டியே கொடுக்கப்பட்டுள்ளன. கரைபொருளின் எடையைச் சரியாகக் கண்டறிவதற்கு வேறு முறைகளை மேற்கொள்ளவேண்டும். வேதியலில் கரைசல்களின் அடர்வுகளைக் குறிப்பதற்குப் பல அலகுகள் வரையறுக்கப்பட்டுள்ளன. அவற்றைக் கீழ்க்கண்டவாறு விளக்கலாம்.

(1) சதவீத அடர்வு (Percentage concentration)

100 கிராம் கரைசலில் கரைந்துள்ள கரைபொருளின் எடையைக் கிராமில் காட்டும் அலகு சதவீத அடர்வு எனப்படும். எனவே, 20% சர்க்கரைக் கரைசலில் 20 கிராம் சர்க்கரையும், 80 கிராம் நீரும் கலந்து 100 கிராம் கரைசலைக் கொடுக்கிறது. 0·8% சோடியம் குளோரைடுக் கரைசல், 0·8 கிராம் உப்பை 99·2 கிராம் நீரில் கரைத்துப் பெறப்படுகிறது.

எடுத்துக்காட்டு

40 கிராம் நீரில் 10 கிராம் சோடியம் குளோரைடை கரைத்துப் பெறப்படும் கரைசலின் சதவீத அடர்வைக் கணக்கிடுக.

கரைசலின் மொத்த எடை = கரைபொருளின் எடை + கரைப்பானின் எடை

= 10+40 = 50 கிராம்

∴ கிராம் கரைசலில் உள்ள சோடியம் குளோரைடின் எடை = 10 கி

∴ கரைசலில் 100 கிராமில் உள்ள சோடியம் குளோரைடின் எடை $= \frac{10}{50} \times 100$

= 20 கி

∴ கரைசலின் சதவீத அடர்வு = 20

சதவீத அடர்வு வெப்பநிலையுடன் மாறுவதில்லை.

நார்மாலிட்டி அலகு (Normality unit) (N)

ஒரு லிட்டர் கரைசலிலுள்ள கரைபொருளின் கிராம் சமான எடைகளின் எண்கள் அக்கரைசலின் நார்மாலிட்டி எனப் படுகிறது.

நார்மாலிட்டி (N) = ஒரு லிட்டர் கரைசலிலுள்ள கரைபொருளின் எடை (கிராம்ஸ்)/ கரைபொருளின் கிராம் சமான எடை எண்.

நார்மாலிட்டியை N என்ற எழுத்தால் குறிக்கிறோம். ஒரு லிட்டர் கரைசலில் 1 கிராம் சமான எடை அளவுள்ள கரைபொருள் கரைந்திருந்தால் அக் கரைசலின் திறன் 1N ஆகும். அக் கரைசலில் 2 கிராம் சமான எடை அளவுள்ள கரைபொருள் கரைந்திருந்தால் அதன் திறன் 2 N எனப்படும்.

கணக்கு 1:

0.12 N திறனுள்ள கரைசலின் 250 c.c-யிலுள்ள சல்ஃபூரிக் அமிலத்தின் எடையைக் கணக்கிடுக.

சல்ஃபூரிக் அமிலத்தின் சமான எடை எண் = அதன் மூலக்கூறு எடை/2

= 98/2 = 49.

1N கரைசலின் 1 லிட்டரில் கரைந்துள்ள H_2SO_4-ன் எடை } = 49

0·12 N கரைசலின் 1 லிட்டரில் கரைந்துள்ள H_2SO_4-ன் எடை } = $(49 \times 0{\cdot}12)$ கி

250 c.c-ல் கரைந்துள்ள H_2SO_4-ன் எடை } = $\frac{49 \times 0{\cdot}12 \times 250}{1000}$

= 1·47 கிராம்

கணக்கு 2:

250 c·c கரைசலில் 11·2 கிராம் கரைந்துள்ள பொட்டாசியம் ஹைட்ராக்சைடைப் பெற்றிருக்கும் கரைசலின் திறனைக் கண்டுபிடி.

பொட்டாசியம் ஹைட்ராக்சைடின் சமான எடை எண் } = $\frac{39+16+1}{1}$

= 56

56 கிராம் பொட்டாசியம் ஹைட்ராக்சைடு 1000 c.c-யில் கரைந்திருக்கும்போது கரைசலின் திறன் } = 1N

11·2 கிராம் பொட்டாசியம் ஹைட்ராக்சைடு 1000 c.c.ல் கரைந்திருக்கும் கரைசலின் திறன் } = $\frac{11{\cdot}2}{56}$ N

11·2 கிராம் பொட்டாசியம் ஹைட்ராக்சைடு 250c·c-ல் கரைந்திருக்கும் கரைசலின் திறன் } = $\left[\frac{11{\cdot}2}{56} \times \frac{250}{1000}\right] = 0{\cdot}8$ N

(3) மொலாரிட்டி அலகு (Molarity Unit)

அடர்வுகளைக் காட்டுவதற்கு இதுதான் சாதாரணமாகப் பயன்படும் அலகு. ஒரு லிட்டர் கரைசலில் கரைந்துள்ள கிராம் மோல்களின் எண்ணுக்கு மொலாரிடி அலகு எனப் பெயர்.

இதை 'M' என்ற குறியால் குறிப்பது வழக்கம். ஒரு கரை பொருளின் மொத்த மோல் எண்களைக் கீழ்க்கண்ட விகிதத்தின் மூலம் கணக்கிடலாம்:

கரைபொருளின் மோல் எண்

$$= \frac{\text{கரைபொருளின் எடை}}{\text{அதன் மூலக்கூறு எடை எண்}}$$

ஒரு லிட்டர் கரைசலில் ஒரு மோல் (கிராம் மூலக்கூறு எடை) கரைபொருளைப்பெற்றிருக்கும் கரைசலின் திறன் 1 M

ஆகும். கரைசல் இரண்டு கிராம் மூலக்கூறு எடை அளவுள்ள கரைபொருளைப் பெற்றிருந்தால், அதன் திறன் 2 M ஆகும். ஒரு பொருளின் மூலக்கூறு எடையும், சமான எடையும் சமமாக இருந்தால் மொலாரிடியும், நார்மாலிடியும் சமமாக இருக்கின்றன.

கணக்கு:

46·07 மூலக்கூறு எடை பெற்றுள்ள எத்தில் ஆல்கஹாலின் (CH_3CH_2OH) 50 கிராம் எடை 500 c.c.–ல் கரைந்துள்ள நீர் கரைசலின் மொலாரிட்டியைக் கணக்கிடுக.

$$\left.\begin{matrix}\text{கரைபொருளின்}\\ \text{மோல் எண்கள்}\end{matrix}\right\} = \frac{\text{கரைபொருளின் எடை}}{\text{அதன் மூலக்கூறு எடை}}$$

$$= \frac{50}{46{\cdot}07} = 1{\cdot}09 \text{ மோல்கள்}$$

500 c.c. கரைசல் 1·09 மோல்கள் எத்தில் ஆல்கஹாலைப் பெற்றுள்ளது.

1000 c.c. கரைசலில் உள்ள மோல்கள்

$$= \frac{1{\cdot}09}{500} \times 1000 = 2{\cdot}18 \text{ M}$$

$$\text{மோலாரிட்டி} = 2{\cdot}18 \text{ M}$$

(4) மொலாலிட்டி அலகு (Molality Unit) (m)

இம் முறையில் அடர்வைக் குறிப்பது எளிதாக உள்ளது. 1000 கிராம் கரைப்பானில் கரையும் கரைபொருளின் மோல் எண்களுக்கு மொலாலிட்டி என்று பெயர். இதை 'm' என்ற குறியால் குறிப்பது வழக்கம்.

மொலாலிட்டி (m)

$$= \frac{\text{கரைபொருளின் மோல் எண்கள்}}{\text{கரைசலின் எடை}} \times 1000$$

கரைசலின் மொலாலிட்டி வெப்பநிலையினால் எவ்விதத்திலும் பாதிக்கப்படுவதில்லை. கரைபொருளின் மூலக்கூறு எடையைக் கண்டுபிடிக்க இவ்வலகு உதவுகிறது. கரைசல்களின் கொதிநிலைகளையும், உறைநிலைகளையும் கணக்கிடுவதற்கு மொலாலிட்டி அலகு நன்கு பயன்படுகிறது.

கணக்கு:

3·7 கிராம் பொட்டாசியம் குளோரைடு (KCl-ன் மூலக்கூறு எடை = 74·5) 500 கிராம் நீரில் கரைந்திருக்கும் கரைசலின் மொலாலிட்டியைக் கணக்கிடுக.

கரைபொருளின் மோல் எண்கள்

$$= \frac{\text{கரைபொருளின் எடை}}{\text{கரைபொருளின் மூலக்கூறு எடை}}$$

$$= \frac{3\cdot7}{74\cdot5} = 0\cdot048 \text{ மோல்}$$

$$\text{மொலாலிட்டி} = \frac{\text{கரைபொருளின் மோல் எண்}}{\text{கரைப்பானின் எடை}} \times 1000$$

$$= \frac{0\cdot048}{500} \times 1000 = 0\cdot096\ m$$

கரைசலின் மொலாலிட்டி $= 0\cdot096\ m$.

கணக்கு 2:

1 மொலால் ஆக்சாலிக் அமிலக் கரைசலின் சதவீத அடர்வைக் கணக்கிடுக.

ஆக்சாலிக் அமிலத்தின் மூலக்கூறு எடை = 126

1000 கி நீரில் கரைந்திருக்கும், 1 மொலால் கரைசலிலுள்ள ஆக்சாலிக் அமிலத்தின் எடை } = 126 கி.

$$\therefore \text{ சதவீத அடர்வு} = \frac{126}{(1000 + 126)} \times 100$$

$$= 11\cdot2$$

(5) மோல் பின்ன அலகு (Mole fraction unit)

ஒரு கரைசலிலுள்ள ஒரு பொருளின் மோல் பின்னம், அப்பொருளின் மோல் எண்களைக் கரைசலிலுள்ள பொருள்களின் மொத்த மோல் எண்களால் வகுத்து வரும் ஈவு எனக் கருதப்படுகிறது. ஒரு கரைசலில் கரைபொருள், கரைப்பான் என்ற இருவகைப் பொருள்களே உள்ளன.

கரைசலில் கரைபொருளின் மோல் பின்னம்

$$= \frac{\text{கரைபொருளின் மோல்களின் எண்ணிக்கை}}{\text{கரைபொருளின் மோல்கள்} + \text{கரைப்பானின் மோல்கள்}}$$

கரைபொருளின் மோல் எண்களை n_2 எனவும், கரைப்பானின் மோல்களை n_1 எனவும் குறித்தால், கரைபொருளின்

$$\text{மோல் பின்னம்},\ X_2 = \frac{n_2}{n_2 + n_1}$$

கரைப்பானின் மோல் பின்னம்

$$= \frac{\text{கரைப்பானின் மோல்கள்}}{\left.\begin{matrix}\text{கரைபொருள்}\\ \text{மோல்கள்}\end{matrix}\right\} + \left\{\begin{matrix}\text{கரைப்பானின்}\\ \text{மோல் எண்கள்}\end{matrix}\right.}$$

$$X_1 = \frac{n_1}{n_2 + n_1}$$

X_1, X_2 ஆகியவை கரைப்பான், கரைபொருள் ஆகியவற்றின் மோல் பின்னங்களாகும். ஒரு கரைசலிலுள்ள எல்லாப் பொருள்களின் மோல் பின்னங்களின் கூட்டுத்தொகை 1 ஆகும்.

$$X_1 + X_2 = \frac{n_1}{n_1 + n_2} + \frac{n_2}{n_1 + n_2} = \frac{n_1 + n_2}{n_1 + n_2} = 1$$

மோல் பின்ன அலகு வெப்ப நிலையுடன் மாறுவதில்லை.

கரைசலின் அடர்வைச் சார்ந்த குணத்திற்கும், கரைபொருள், கரைப்பான் ஒன்றையொன்று தழுவிய மூலக்கூறெண்களுக்கும் உள்ள தொடர்பைக் குறிப்பதற்கு மோல் பின்ன அலகு பயன்படுகிறது.

கணக்கு 1:

92 கிராம் எத்தில் ஆல்கஹால் (C_2H_5OH-மூலக்கூறு எடை =46) 144 கிராம் நீரில் கரைந்திருக்கிறது. எத்தில் ஆல்கஹாலின் மோல் பின்னத்தைக் கணக்கிடுக.

கரைபொருளின் மோல் எண்கள்

$$= \frac{92\ \text{கி}\ (C_2H_5OH\text{-ன் எடை})}{46\ \text{கி}\ (C_2H_5OH\text{-ன் மூலக்கூறு எடை})}$$

$$= 2\ \text{மோல்கள்}$$

கரைப்பானின் மோல் எண்கள்

$$= \frac{144\ \text{கி}\ (\text{நீரின் எடை})}{18\ \text{கி}\ (\text{நீரின மூலக்கூறு எடை})}$$

$$= 8\ \text{மோல்கள்}$$

கீழ்க்கண்ட அட்டவணை பல்வேறு அடர்வு அலகுகளைக் காட்டுகிறது:

பெயர்	விளக்கம்	அடர்வின் அலகு	கரைசலின் எடை அல்லது கன அளவு
சதவீத அடர்வு	100 கி கரைசலிலுள்ள கரைபொருளின் எடை (கிராமில்)	$\frac{\text{கரைபொருளின் எடை கி}}{\text{100 கி கரைசல்}}$	கரைசலின் எடை
மொலாரிட்டி	1 லிட்டர் கரைசலிலுள்ள கரைபொருளின் மோல் எண்கள்	$\frac{\text{கரைபொருளின் மோல் எண்கள்}}{\text{1 லிட்டர் கரைசல்}}$	கரைசலின் கன அளவு
மொலாலிட்டி	1000 கி கரைப்பானிலுள்ள கரைபொருளின் மோல் எண்கள்	$\frac{\text{கரைபொருளின் மோல் எண்கள்}}{\text{1000 கி கரைசல்}}$	கரைசலின் எடை
நார்மாலிட்டி	1 லிட்டர் கரைசலிலுள்ள கரைபொருளின் சமான எடை எண்கள்	$\frac{\text{கரைபொருளின் சமான எடை எண்கள்}}{\text{1 லிட்டர் கரைசல்}}$	கரைசலின் கன அளவு
மோல் பின்னம்	கரைசலின் ஒரு கூறின் மோலுக்கும் மொத்த மோல்களுக்குமுள்ள விகிதம்	$\frac{\text{பகுதிப்பொருளின் மோல் எண்}}{\text{மொத்த மோல்கள்}}$	மோல்

∴ கரைபொருளின் மோல் பின்னம்

$$= \frac{2}{2+8} = \frac{2}{10}$$
$$= 0{\cdot}2$$

கணக்கு 2:

வடித்துப் பகுத்த சாராயத்தில் 95% எத்தனல் எடையளவில் உள்ளது. அதிலுள்ள பகுதிப் பொருள்களின் மோல் பின்னங்களைக் கண்டுபிடி.

100 கிராம் வடித்துப் பகுத்த சாராயத்தில் 95 கிராம் C_2H_5OH-ம், 5 கிராம் நீரும் உள்ளன.

எத்தில் ஆல்கஹாலின் மூலக்கூறு எடை = 46

எத்தில் ஆல்கஹாலின் மோல் எண்

$$= \frac{95}{46} = 2{\cdot}065 \text{ மோல்கள்}$$

நீரின் மூலக்கூறு எடை = 18

நீரின் மோல் எண் $= \frac{5}{18} = 0{\cdot}278$ மோல்

கரைசலின் மொத்த மோல் எண்கள்

$$= 2{\cdot}065 + 0{\cdot}278$$
$$= 2{\cdot}343$$

எத்தில் ஆல்கஹாலின் மோல் பின்னம் X_2 $= \frac{2{\cdot}065}{2{\cdot}343} = 0{\cdot}882$

நீரின் மோல் பின்னம் X_1 $= \frac{0{\cdot}278}{2{\cdot}343} = 0{\cdot}118$

நீர்த்தக் கரைசல்கள்
(Dilute Sclutions)

கரைப்பானின் எடையுடன் ஒப்பிடும்போது மிகக்குறைந்த அளவு கரை பொருள் கரைந்திருக்கும் கரைசல் நீர்த்தக் கரைசல் எனப்படும். சான்ருக 2 கிராம் சோடியம் குளோரைடு 1 லிட்டர் நீரில் கரைந்துள்ள கரைசல் நீர்த்த கரைசலாகும். நீர்த்த கரைசல்களின் பண்புகள், அவற்றில் கரைந்துள்ள கரைபொருளின் தன்மையைப் பொறுத்ததல்ல. ஆனால், கரைசலின் அடர்வைப் பொறுத்திருக்கும்; அதாவது கரைசலில் உள்ள அயனிகள் அல்லது மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கையைச் சார்ந்திருக்கும். இவ்வாறு அடர்வைப் பொறுத்து மாறும்,

நீர்த்த கரைசல்களின் பண்புகள் தொகை சார் பண்புகள் (colligative properties) எனப்படும். இவை கீழ்க்காட்டியவாறு நான்கு வகைப்படும்:

(1) ஆவியழுத்தக் குறைவு (Lowering of vapour pressure)
(2) கொதி நிலை உயர்வு (Elevation of boiling point)
(3) உறை நிலைத் தாழ்வு (Depression of freezing point)
(4) கரைசலின் ஊடுபரவலழுத்தம் (Osmotic pressure)

(1) கரைப்பானின் ஆவியழுத்தக் குறைவு (Lowering of vapour pressure)

ஒவ்வொரு நீர்மத்திலுள்ள மூலக்கூறுகளும் ஆவி நிலைமைக்கு விரவிச்செல்லும் தன்மை பெற்றிருப்பதால், ஒவ்வொரு நீர்மத்திற்கும் குறிப்பிட்ட ஆவியழுத்தம் உண்டு. இந்த ஆவியழுத்தம் ஒரு குறிப்பிட்ட வெப்பநிலையில் நிலையாக உள்ளது. ஒரு நீர்மக் கரைப்பானில், ஆவியாகும் தன்மை பெற்றிராத கரைபொருளைக் (சர்க்கரை) கரைத்தால் கரைப்பானின் ஆவியழுத்தம் குறையும். இதற்குக் காரணம், கரைபொருளைச் சேர்த்தவுடன், கரைப்பானின் அடர்வு, அது தூய நிலையில் பெற்றிருந்ததைவிடக் குறைகிறது. இதனால் வெளிவரும் கரைப்பான் மூலக்கூறுகள், தூய நிலையிலிருந்ததைவிடக் குறைந்துவிடுகின்றன. எனவே, தூய கரைப்பானின் ஆவியழுத்தத்தைவிடக் குறைந்த ஆவி அழுத்தத்தைக் கரைசல் பெறுகிறது. இப் பண்புக்குக் கரைப்பானின் 'ஆவியழுத்தக்குறைவு' எனப் பெயர்.

ஒரு குறிப்பிட்ட வெப்பநிலையில் கரைப்பானின் ஆவியழுத்தம் p° ஆகவும், அதே வெப்பநிலையில் கரைசலின் ஆவியழுத்தம் p ஆகவும் இருந்தால், $(p^{\circ} - p)$ ஆவி அழுத்தக் குறைவைக் காட்டுகிறது. இதைத் தூயக் கரைப்பானின் ஆவி அழுத்தமான p° ஆல் வகுத்தால், கிடைக்கும் சமன்பாடு $p^{\circ} - p/p^{\circ}$ ஆகும். இந்தச்சமன்பாட்டுக்கு எடுத்துக்கொண்ட கரைசலின் தழுவிய ஆவி அழுத்தக்குறைவு (relative lowering of vapour pressure) எனப்பெயர். ஆவியழுத்தக் குறைவு கரைபொருளின் மூலக்கூறு அடர்வைச் சார்ந்திருக்கிறது. 1887–ல் ரௌல்ட் என்பவர் கரைசலின் தழுவிய ஆவியழுத்தக் குறைவையும், அதன் அடர்வையும் இணைத்து ஒரு விதியை வெளியிட்டார். இது 'ரௌல்ட் விதி' எனப்படும்.

ரௌல்ட் விதியைக் (Raoult's law) பின்வருமாறு கூறலாம்:

'ஒரு கரை பொருளைச் சேர்ப்பதால் உண்டாகும் கரைசலின் தழுவிய ஆவி யழுத்தக்குறைவும், கரை பொருளின் மோல் பின்னமும் சமமாகும்.'

இவ்விதியைக் கணித முறையில் கீழ்க்கண்டவாறு விளக்க லாம் :

n_1, n_2 ஆகிய இரண்டும் முறையே கரைப்பான், கரை பொருள்களின் மோல் எண்களானால், மோல் பின்ன வரை யறைப்படி கரை பொருளின் மோல் பின்னமான $X_2 = \frac{n_2}{n_1 + n_2}$ கணித முறையில் ரௌல்ட் விதியை எழுதினால்,

$$\frac{p^\circ - p}{p^\circ} = \frac{n_2}{n_1 + n_3} \quad \ldots(1)$$

ஆனால், மோல் எண்கள் = எடை/மூலக்கூறு எடை = W/m. (1)ஆவது சமன்பாட்டைக் கீழ்க்கண்டவாறு மாற்றி எழுதலாம்:

$$\frac{p^\circ - p}{p^\circ} = \frac{W_2/m_2}{W_1/m_1 + W_2/m_3} \quad \ldots(2)$$

இச் சமன்பாட்டில் W_2, W_1 என்பவை முறையே கரைபொருள், கரைப்பான் ஆகியவற்றின் எடைகளைக் கிராமில் குறிக்கின்றன. m_2, m_1 ஆகியவை கரை பொருள், கரைப்பான் இவற்றின் மூலக்கூறு எடை எண்களாகும்.

மிக நீர்த்த கரைசலுக்குச் சமன்பாட்டில் கீழேவரும் W_2/m_2ஐ நீக்கிவிடலாம். பிறகு (2) ஆவது சமன்பாட்டைக் கீழ்க்கண்ட வாறு எழுதலாம்:

$$\frac{p^\circ - p}{p^\circ} = \frac{W_2/m_2}{W_1/m_1} = \frac{W_2\, m_1}{m_2\, W_1}$$

ஒரு குறிப்பிட்ட வெப்பநிலையில் கரைசல், கரைப்பான் ஆகிய இரண்டின் ஆவியழுத்தங்கள், கரைப்பான், கரை பொருள் இவற்றின் எடைகள், மற்றும் கரைப்பானின் மூலக் கூறு எடை எண் இவை தெரிந்திருந்தால், கரை பொருளின் மூலக்கூறு எடை எண்ணைக் கணக்கிடலாம்.

கணக்கு 1:

13 கிராம் கரை பொருள் 100 கிராம் கரைப்பானின் (நீரில்) கரைத்திருக்கும் கரைசலின் ஆவியழுத்தம் 28°C வெப்பநிலை யில் 27, 371 m.m ஆகும். இவ் வெப்பநிலையில் நீரின் அழுத்தம் 28.055 மிமீ. ஆகும். கரை பொருளின் மூலக்கூறு எடையைக் கணக்கிடுக.

$$\frac{p^0 - p}{p^0} = \frac{w_2\, m_1}{w_1\, m_2}$$

$p^0 = 28{\cdot}065$ மிமீ
$p = 27.371$ மிமீ.
$w_1 = 100$ கி.
$m_1 = 18$ (நீர்)
$m_2 = ?$
$w_2 = 13$ கி.

$$\frac{28{\cdot}065 - 27.371}{28{\cdot}065} = \frac{13 \times 18}{100 \times m_2}$$

$$m_2 = \frac{13 \times 18 \times 28{\cdot}065}{0{\cdot}694 \times 100} = 94{\cdot}6 \text{ கி.}$$

கரைபொருளின் மூலக்கூறு எடை $= 94{\cdot}6$

(2) கொதி நிலை உயர்வு (Elevation of Boiling point)

ஒரு நீர்மத்தின் ஆவியழுத்தம் வெளிக்காற்றின் அழுத்தத்திற்குச் சமமாயிருக்கும்போது அந்த நீர்மம் கொதிக்கிறது. ஆவியாகாத கரைபொருளை ஒரு கரைப்பானில் கரைக்கும்போது கரைப்பானின் ஆவியழுத்தம் குறைகிறது. இதனால் கரைசல் உயர்ந்த வெப்பநிலையிலிருக்கும்போதுதான் அதன் ஆவியழுத்தம், வெளிக்காற்றின் அழுத்தத்திற்குச் சமமாகிறது. எனவே, ஒரு குறிப்பிட்ட அழுத்தத்தில் ஒரு கரைசலின் கொதி நிலை, கரைப்பானின் கொதிநிலையை விட அதிகமாயுள்ளது. ஒரே அழுத்தத்தில் கரைசலின் கொதி நிலைக்கும், கரைப்பானின் கொதி நிலைக்கும் உள்ள வித்தியாசம் கொதி நிலை உயர்வு எனப்படுகிறது.

கொதி நிலை உயர்வு ΔT_0 = கரைசலின் கொதி நிலை — கரைப்பானின் கொதி நிலை.

ஒரு கரைசலில் ஏற்படும் கொதிநிலை உயர்வு, அக் கரைசலின் மொலாலிட்டிக்கு நேர் விகித சமமாயிருக்கிறது. மேலும், கொதிநிலை உயர்வு கரைபொருளின் தன்மையைப் பொறுத்ததல்ல. வெவ்வேறு பொருள்கள் ஒரே கரைப்பானில் கரைந்து உண்டாகும் சம மொலாலிட்டி உள்ள கரைசலின் கொதிநிலை உயர்வு சமமாக உள்ளது. அதாவது அவற்றின் கொதிநிலைகள் சமமாயுள்ளன. 1000 கிராம் கரைப்பானில் ஒரு மோல் கரைபொருள் கரைந்திருந்தால், இதே அளவுள்ள ஒவ்வொரு கரைப்பானும், நிலையான, மாருத கொதிநிலை உயர்வைப் பெறுகின்றன. இது கரைபொருளின் தன்மையைச் சாரந்திராது. இம் மாறிலிக்கு மோலால் கொதிநிலை மாறிலி அல்லது எபுலியாஸ்கோபிக் மாறிலி (Molal boiling point constant or ebullioscopic constant) எனப் பெயர். நீருக்கு இம் மாறிலியின் மதிப்பு 0·52 ஆகும். அதாவது 1 கிராம் மூலக்கூறு எடையுள்ள

(1 மோல்) கரைபொருள் (சான்றாக 60 கிராம்] யூரியா, 180 கி குளுக்கோஸ், 342 கி சர்க்கரை) 1000 கி நீரில் கரைந்து உண்டாகும் கரைசல் 100·52° வெப்பநிலையில் கொதிக்கிறது. கொதிநிலை உயர்வு 0·52°C ஆகும். மோலால் கொதிநிலை மாறிலி Kb என்று குறிக்கப்படுகிறது.

கரைப்பானின் Kb-ன் மதிப்பையும், தெரிந்த அடர்வுள்ள கரைசலின் கொதிநிலையையும் அறிந்திருந்தால் கரை பொருளின் மூலக்கூறு எடையைக் கணக்கிடலாம். கொதிநிலை உயர்வை பெக்மன் வெப்பமானியைக் (Beckmann thermometer) கொண்டு கணக்கிடலாம். இவ் வெப்பமானியைக்கொண்டு 0·01° வெப்பநிலை மாற்றத்தையும் அளக்கலாம். பெக்மன் வெப்பமானியைக்கொண்டு கரைப்பான் அல்லது கரைசலின் சரியான கொதிநிலையைக் கணக்கிட முடியாது. ஆனால், இவை இரண்டின் கொதிநிலைகளுக்கிடையேயுள்ள வித்தியாசத்தை 0·01°C-க்குத் துல்லியமாகக் காணலாம். இம் மதிப்புகளைக்கொண்டு பொருள்களின் மூலக்கூறு எடைகளை கணக்கிட முடியும்.

கணக்கு :

55·6 கிராம் அசிட்டோனில் 2·78 கிராம் பென்சோஃபிநோன் சேர்மத்தைக் கரைத்து உண்டான கரைசலின் கொதிநிலை உயர்வு 0·472° ஆகும். பென்சோஃபிநோனின் மூலக்கூறு எடையைக் கணக்கிடுக. அசிட்டோனின் கொதிநிலை உயர்வு மாறிலி 1·72 ஆகும்.

பென்சோஃபிநோனின் மூலக்கூறு எடை = M என்க

1000 கிராம் அசிட்டோனில் M கிராம் பென்சோஃபிநோனைக் கரைத்து உண்டான உயர்வு } $= 1 \cdot 72°C$

1000 கி அசிட்டோனில் 2·78 கி. பென்சோஃபிநோனைக் கரைக்கும் போதுஉயர்வு } $= \frac{1.72}{M} \times 2 \cdot 78$

2·78 கிராம் பென்சோஃபிநோன் 55·6 கி அசிட்டோனில் கரைந்தால் உண்டாகும் உயர்வு } $= \frac{1 \cdot 72 \times 2 \cdot 78 \times 1000}{M \times 55 \cdot 6}$

இங்குக் கணக்கிடக்கிடப்பட்ட உயர்வு = 0·472

$$0 \cdot 472 = \frac{1 \cdot 72 \times 2 \cdot 78 \times 1000}{M \times 55 \cdot 6}$$

$$M = \frac{1 \cdot 72 \times 2 \cdot 78 \times 1000}{55 \cdot 6 \times 0 \cdot 472} = 182 \cdot 2$$

பென்சோஃபிநோனின் மூலக்கூறு எடை = 182·2

(இ) உறைநிலைத் தாழ்வு (Depression of freezing point)

ஒரு நீர்மத்தின் உறை நிலையில், திண்ம, நீர்ம நிலைகள் சமநிலையிலிருக்கின்றன. இதனால் இவற்றின் ஆவியமுத்தங்கள் சமமாக இருக்கும். ஆவியாகாத கரைபொருளைக் கரைப்பானில் கரைத்ததனாலுண்டாகும் ஆவியமுத்தக்குறைவு மற்றொரு முடிவை வெளியிடுகிறது. ஆவியமுத்தக் குறைவு கரைசலின் உறைநிலையைக் குறைக்கிறது. இதனால், அதே அழுத்தத்தில் கரைசல், கரைப்பானின் உறைநிலையைவிட தாழ்ந்த வெப்பநிலையில் உறையும். இதற்குக் 'கரைசலின் உறைநிலைத் தாழ்வு' என்று பெயர்.

கொதிநிலை உயர்வைப் போலவே உறைநிலைத் தாழ்வும் கீழ்க்கண்ட விதிகளுக்கு உட்படுகிறது. (1) ஓர் ஆவியாகாத கரைபொருளைக் கரைப்பானில் சேர்த்தால் உண்டாகும் உறை நிலைத் தாழ்வு கரைசலின் அடர்வுக்கு நேர்விகித சமமாக இருக்கிறது. (2) ஒரு குறிப்பிட்ட எடையுள்ள கரைப்பானில் கரைந்துள்ள பல கரைபொருளின் மோல் எண்கள் சமமாக இருந்தால், இக் கரைசல்களின் உறைநிலை சமமாக இருக்கும்.

1000 கிராம் கரைப்பானில் 1 கிராம் மூலக்கூறு எடையுள்ள கரைபொருள் கரைந்து உண்டாகும் கரைசலில், கரைப்பானின் உறைநிலைத்தாழ்வு ஒரு மாறிலியாக உள்ளது. 1 மோலால் அடர்வுள்ள இக் கரைசலுக்கு, இதன் மதிப்பு கரைப்பானின் தன்மையைச் சார்ந்துள்ளது. ஒரு கரைப்பானுக்குள்ள இம் மாறிலி மோலால் தாழ்வு மாறிலி(Molal Depression Constant) அல்லது க்ரியாஸ்கோபிக் மாறிலி (Cryoscopic constant) என்றும் வழங்கப்படுகிறது, இதை Kf என்று குறிக்கிறோம். நீரின் மாறிலி 1·86 ஆகும். அதாவது ஒரு மோல் எடையுள்ள கரை பொருளை (சான்றாக 60 கி யூரியா, 180 கி குளுக்கோஸ்) 1000 கி நீரில் கொண்டுள்ள நீர்க் கரைசல் —1·86°C வெப்பநிலையில் உறைகிறது. இது உறைநிலைத்தாழ்வு 1·86°C என்பதைக் காட்டுகிறது.

கரைப்பானின் Kf-ன் மதிப்பு, உறைநிலைத்தாழ்வு, கரைசலின் அடர்வு, ஆகியவற்றைக் கண்டறிந்தால், கரைபொரு

ளின் மூலக்கூறு எடை எண்ணைக் கணக்கிட முடியும். 0·01°C–க்கு துல்யமாக வெப்பநிலை காண உதவும் பெக்மன் வெப்ப மானியையே உறைநிலைத் தாழ்வு காணும் சோதனைகளிலும் பயன்படுத்துகிறோம். கொதிநிலை உயர்வு முறையில் கண்டது போலவே, உறைநிலைத் தாழ்வு முறையிலும் பொருள்களின் மூலக்கூறு எடை எண்களைக் கண்டுபிடிக்கலாம்.

1000 கிராம் எடையுள்ள சில கரைப்பான்களின் Kb, Kf ஆகியவற்றின் மதிப்புகளைக் கீழ்க்கண்ட அட்டவணை காட்டுகிறது:

கரைப்பான்	Kb	Kf
நீர்	0·52	1·86
பென்சீன்	2·67	5·12
அசிடிக் அமிலம்	3·14	3·90

சில கணக்கீடுகளில் K-ன் மதிப்பு 100 கிராம் கரைப்மானுக்குக் கொடுக்கப்படுகிறது. அவற்றில் K–ன் மதிப்பு மேலே அட்டவணையில் உள்ளதுபோல் 10 மடங்கு அதிகமாக இருக்கும்.

கொதிநிலை உயர்வு முறை, உறைநிலைத் தாழ்வு முறை ஆகியவற்றில் கொடுக்கப்படும் கணக்குகளைக் கீழ்க்கண்ட சமன்பாட்டைப் பயன்படுத்தித் தீர்வு காணலாம்:

$$m_2 = \frac{1000 Kf\ W_2}{\Delta T\ W_1}$$

இச் சமன்பாட்டில் *K*-க்ரியாஸ்கோபிக் அல்லது எபுலியாஸ்கோபிக் மாறிலியையும், W_2—கரைபொருளின் எடையையும், ΔT—கொதி நிலை உயர்வு அல்லது உறை நிலைத் தாழ்வையும், W_1—கரைப்பானின் எடையையும், m_2—கரை பொருளின் மூலக்கூறெடை எண்ணையும் குறிக்கிறது.

கணக்கு :

50 கிராம் நீரில் கரையும் 5 கிராம் கரை பொருள், நீரின் உறைநிலையை 1·2°C குறைத்தது. கரைபொருளின் மூலக்கூறு எடை எண்ணைக் கணக்கிடுக. (நீரின் Kf மதிப்பு 1000 கிராமுக்கு 1·867)

$$m_2 = \frac{1000\ Kf\ W_2}{\Delta\ T W_1}$$

W_2 = கரை பொருளின் எடை = 5 கிராம்

W_1 = கரைப்பானின் எடை = 50 கிராம்

ΔT = உறைநிலைக் குறைவு = 1·2°C

Kf = உறைநிலை மாறிலி = 1·86

m_2 = கரைபொருளின் மூலக்கூறு எடை = ?

$$m_2 = \frac{1000 \times 1{\cdot}86 \times 5}{50 \times 1{\cdot}2} = 154{\cdot}2$$

கரை பொருளின் மூலக்கூறு எடை = 154·2

கரைசல்களில் மின்பகு பொருள்களின் மூலக்கூறு எடைகள்

ஆவியழுத்தக் குறைவு, கொதிநிலை உயர்வு, உறைநிலைத் தாழ்வு ஆகிய பண்புகள் கரைசலிலுள்ள கூறுகளின் எண்ணிக்கையைப் பொறுத்திருக்குமேயன்றி, அவற்றின் தன்மையைச் சார்ந்திராது. யூரியா, கரும்புச் சர்க்கரை போன்ற மின் கடத்தாப் பொருள்களின் கரைசல்களில் உள்ள கூறுகள் மூலக் கூறுகளாகவே உள்ளன. அமிலங்கள், காரங்கள், உப்புகள் போன்ற மின்பகு பொருள்கள் கரைசல்களில் அயனிகளாகப் பிரிகின்றன. இதற்கு மூலக்கூறுகளின் பிரிகை (dissociation) எனப் பெயர். இதனுல் கரைசலிலுள்ள துகள்களின் எண்ணிக்கை அதிகமாகிறது. இதன் விளைவு, மேலே குறிப் பிட்ட மூன்று பண்புகளிலும் அதிகரிப்பு ஏற்படுகிறது. எனவே, ஆய்வு முறையில் கண்டறிந்த, மின்பகு பொருளின் மூலக்கூறு எடை, அதன் இயல்பான மதிப்பிற்குக் குறைந்தே உள்ளது. மூலக்கூறுகளின் இணக்கம் (molecular association) உண்டாகும் கரைசல்களில் ஆய்வு முறையில் காணும் மூலக்கூறெடை அதிகமாகயிருக்கிறது.

ஒரு பொருளின் இயல்பான மூலக்கூறு எடைக்கும் பரிசோதனையின் மூலம் கண்டறிந்த மூலக்கூறெடைக்கும் உள்ள விகிதம் வான்ட் ஹார்ஃப் எண் (Vant Hoff's factor) i, எனப்படுகிறது. இது மின்பகு பொருளின் பிரிகை வீதத்தைக் (degree of dissociation) காட்டுகிறது.

வினுக்கள்

1. ஒரு கரைப்பானின் கொதிநிலை உயர்வு என்பது யாது? 0·5143 கிராம் ஆந்த்ரசீன் 35 கிராம் குளோரோ

ஃபார்மில் கரைக்கும்போது, குளோரோஃபாமின் கொதிநிலை 0·323° அளவுக்கு அதிகரிக்கிறது, ஆந்த்ரசீனின் மூலக்கூறு எடையைக் கணக்கிடுக. (Kb=3·9°)

[விடை: 177·4]

2. ரௌல்ட் விதியைக் கூறு. ஒரு கரைபொருளின் மூலக்கூறு எடையைக் காண இவ் விதி எவ்வாறு பயன் படுகிறது?

3. ஒரு கரைப்பானின் உறைநிலைத் தாழ்வு என்றால் என்ன?

4. 22·2 கிராம் பென்சீனில் 0·440 கிராம் கரைபொருளைக் கரைத்து உண்டாகும் கரைசலின் உறைநிலைத் தாழ்வு 0·567° ஆகும். கரைபொருளின் மூலக்கூறெடையைக் கண்டுபிடி. (Kf = 5·12)

[விடை: 178·9]

5. பூரிதக் கரைசல், அபூரிதக் கரைசல் ஆகியவைபற்றிக் குறிப்பு வரைக.

6. கரைதிறன் என்றால் என்ன? பொட்டாசியம் நைட்ரேட் போன்ற உப்பின் கரைதிறனை அறை வெப்பநிலையில் எவ்வாறு நிர்ணயிப்பாய்?

7. கரைதிறன் வரைகோடுகளைப் பற்றியும், அவற்றின் பயன்களையும் விவரி.

8. படிகமாக்கல், அபூரிதக் கரைசல் ஆகியவற்றைப் பற்றிக் குறிப்பு வரைக.

14. அயனிக் கோள்கை

(Ionic Theory)

மின்சாரத்தைக் கடத்தும் தன்மையுடைய மின் கடத்திகளை (conductors of electricity) இரு வகைகளாகப்பிரிக்க லாம்: (1) உலோகக் கடத்திகள் (metallic conductors); (2) மின் பகுதிப் பொருள் கடத்திகள் (electrolytic conductors).

(1) உலோகக் கடத்திகள்

உலோகக் கடத்திகள் மூலம் மின்சாரத்தைச் செலுத்தினல் கடத்தி எவ்வித மாற்றமும் அடைவதில்லை. சான்ருக, ஒரு தாமிரக் கம்பியின்மூலம் மின்சாரத்தைச் செலுத்தும்போது அது எந்த மாற்றத்தையும் அடைவதில்லை. எவ்விதப் புதுப் பொருளும் உண்டாவதில்லை. இவ்வகைக் கடத்திகளில் எலக்ட்ரான்கள் நகர்வதன் மூலம் மின்சாரம் கடத்தப்படுகிறது.

(2) மின்பகு பொருள் கடத்திகள்

சோடியம் குளோரைடு, காப்பர் சல்ஃபேட், ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலம் சேர்மங்கள் உருகிய நிலையிலோ அல்லது கரைசல் நிலையிலோ மின்சாரத்தைக்கடத்துகின்றன. இவற் றில் அயனிகள் மின்சாரத்தைக் கடத்திச்செல்கின்றன. உலோ கக்கடத்திகளில் உள்ளதுபோல் எலெக்ட்ரான்களின் இயக்கத் தால் மின்சாரம் செல்வதில்லை. மின்சாரத்தைக்கடத்தும்போது, இச் சேர்மங்கள் சிதைவுற்று முற்றிலும் மாறுபட்ட புதுப் பொருள்கள் உண்டாகின்றன. இவ்வாறு உருகிய நிலையிலோ அல்லது கரைசலாகவோ மின்சாரத்தைக் கடத்தி, சிதை வடைந்து புதிய பொருள்களைத் தோற்றுவிக்கும் கடத்திகள் மின்பகு கடத்திகள் என்றும், அப் பொருள்கள் மின்பகு பொருள் கள் (electrolytes) என்றும் வழங்கப்படுகின்றன.

அர்ஹீனியஸின் கொள்கை

மின்பகு பொருள்கள் எவ்வாறு மின்சாரத்தைக் கடத்துகின்றன என்பதைப்பற்றி அர்ஹீனியஸ் (Arrhenius) என்ற விஞ்ஞானி ஒரு கொள்கையை வெளியிட்டார். அதற்கு அயனிக் கொள்கை (Theory of electrolytic dissociation) அல்லது மின்பகு பொருள் பிரிகைக் கொள்கை எனப்பெயர். அக் கொள்கையின் சில முக்கியமான கருத்துகள் கீழே கொடுக்கப்பட்டுள்ளன:

(1) ஒரு மின் பகு பொருளை நீரில் கரைத்தவுடன் அது இரு வகையான அயனிகளாகப் பிரிகின்றது. எடுத்துக்காட்டாக சோடியம் குளோரைடை நீரில் கரைத்தால், சோடியம் அயனியும் (Na^+), குளோரைடு அயனியும் (Cl^-) உண்டாகின்றன. $NaCl \longrightarrow Na^+ + Cl^-$. மின்னேற்றம் பெற்ற அணுக்கள் அல்லது உறுப்புகள் (radicals) அயனிகள் (ions) எனப்படுகின்றன. நேர் மின்னேற்றம் பெற்ற அயனியை நேர் மின் அயனி (positively charged ion) என்பர். இவ்வயனி எதிர் மின் முனையை நோக்கிச் செல்வதால் எதிர் அயனி (cation) என்றும் வழங்கப்படுகிறது. எதிர் மின்னேற்றம் பெற்ற அயனியை (negatively charged ion) எதிர்மின் அயனி அல்லது (நேர் மின் முனையை நோக்கி இவ்வயனி செல்வதால்) நேர் அயனி (anion) என்றும் கூறுகிறோம். இவ்வாறு ஒரு சேர்மம் அயனிகளாகப் பிரிவதை அயனியாக்கல் (Ionisation) என்பர். ஹைட்ரஜனும், உலோக அயனிகளும் நேர் மின் தன்மை பெற்றிருப்பதால், அவைகள் எதிர் அயனிகள் என வழங்கப் படுகின்றன. அமில உறுப்புகள் (Cl^-, SO_4^{-2}, NO_3^-) எதிர்மின் தன்மை பெற்றிருப்பதால், அவைகள் நேர் அயனிகள் என வழங்கப்படுகின்றன.

(2) ஓர் அயனியின் மின்னேற்ற எண், அதன் இணை திறனுக்குச் சமமாயுள்ளது. எடுத்துக்காட்டாக, Na^+, H^+, Cl^-, Br^- அயனிகளின் மின்னேற்ற எண் ஒன்று. இவற்றின் இணைதிறனும் ஒன்று; மின்னேற்ற எண் இரண்டாக உள்ள Ca^{++}, Ba^{++}, S_4O^{--}, CO_3^{--}, போன்ற அயனிகளுக்கு இணை திறனும் இரண்டு என்பது புலனாகிறது.

(3) ஒரு மின் பகு பொருள் அயனியாகும்போது, எதிர் அயனிகளில் உள்ள மின்னேற்றத்தின் மொத்த எண்ணிக்கை, நேர் அயனிகளில் உள்ள மொத்த எதிர் மின்னேற்றத்திற்குச் சமமாயுள்ளது. ஆகையால், மின் பகு பொருள்களின் கரைசல்கள் நடு நிலையாயுள்ளது (electrically neutral).

(4) சோடியம் குளோரைடு போன்ற மின்பகு பொருள்கள் நீரில் சேர்க்கப்பட்டவுடன் மிக எளிதிலும், பெருமளவிலும் அயனிகளாகப் பிரிகின்றன. இவைகள் முழுவதும் அயனிகளாகப் பிரிந்து விடுகின்றன. இத்தகைய பொருள்களை மிகு அளவு அயனியாகும் மின்பகு பொருள் (strong electrolytes) என்கிறோம். இதற்கு மாருக அசிட்டிக் அமிலத்தை நீரில் கரைத்தால், இதன் ஒரு பகுதி மூலக்கூறுகள் மட்டுமே அசிட்டேட் அயனியாகவும் ஹைட்ரஜன் அயனியாகவும் பிரிகின்றன.

$$CH_3COOH \rightleftharpoons CH_3COO^- + H^+$$

எஞ்சியவை அயனிகளாகாமல், அசிட்டிக் அமில மூலக்கூறுகளாகவே உள்ளன. ஆகவே, இத்தன்மையுடைய பொருள்களைக் குறைந்த அளவு அயனியாகும் பொருள்கள் (weak electrolytes) என்பர். இவ்வாறு அயனியாகாத மூலக்கூறுகளுக்கும், பிரிகையடைந்த அயனிகளுக்கும் இடையே ஒரு சம நிலை உள்ளது.

(5) மின்பகு பொருளின் அயனியாகும் தன்மை கரைசலின் விளாவுதலுடன் (dilution) அதிகரிக்கிறது.

இக் கோட்பாட்டின்படி நீரை மின்னாற் பகுக்கும் முறையை விளக்கலாம். தூய நீர் மின்சாரத்தை அதிகமாகக் கடத்துவதில்லை. இத்துடன் சிறிது அமிலம் அல்லது காரம் சேர்க்கப்பட்டால் நீரின் மின் கடத்தும்திறன் அதிகரிக்கிறது; மின்சாரம் எளிதில் கடத்தப்படுகிறது. அமிலம்கலந்த நீரைப் பிளாட்டின மின் முனைகளுக்கு நடுவே மின்னாற்பகுக்கும்போது எதிர் மின் முனையில் ஹைட்ரஜனையும், நேர் மின் முனையில் ஆக்சிஜனையும் வெளியேற்றுகிறது. சல்ஃப்யூரிக் அமிலம் நீருடன் சேர்க்கப்படுகிறது.

$$H_2SO_4 \longrightarrow 2H^+ + SO_4^{--}$$

எதிர் மின் முனையில்: $H^+ + He^- \longrightarrow$; $2H \longrightarrow H_2\uparrow$

நேர் மின் முனையில்: $SO_4^{--} \underset{-2e^-}{\longrightarrow} SO_4$; $SO_4 + H_2O \longrightarrow H_2SO_4 + [O]$

$$2[O] \longrightarrow O_2\uparrow$$

நேர் முனையில்: சல்ஃபேட் அயனி எலக்ட்ரான்களை இழக்கிறது. மின்னேற்றமற்ற சல்ஃபேட் உறுப்பாக மாறுகிறது. இது நிலையற்றதால் நீருடன் வினைப்பட்டு ஆக்ஜிசனை வெளியேற்றுகிறது.

எதிர் மின் முனையில்: ஒவ்வொரு ஹைட்ரஜன் அயனியும் ஓர் எலெக்ட்ரானைப் பெற்று ஹைட்ரஜன் அணுவாக மாறுகிறது. இரண்டு ஹைட்ரஜன் அணுக்கள் இணைந்து ஒரு ஹைட்ரஜன் மூலக்கூறாக எதிர் மின் முனையில் வெளியேறுகிறது.

வினாக்கள்

1. அயனிக் கொள்கையை விளக்குக.
2. மின் பகு பொருள்கள் எவ்வாறு மின்சாரத்தைக் கடத்துகின்றன என்பதை விளக்குக.
3. எளிதில் மின் பகு பொருள், எளிதில் மின்பகாப் பொருள் ஆகியவற்றிடையே உள்ள வேறுபாடுகள் யாவை?

15. அமிலங்கள், காரங்கள், உப்புகள்

(Acids, Bases and Salts)

வேதிச் சேர்மங்கள் பலவகையாகப் பிரிக்கப்படுகின்றன. அவற்றில் முக்கியமானவை: அமிலங்கள், காரங்கள், உப்புகள் என்ற பிரிவுகளாகும்.

அமிலங்கள் (Acids)

அமிலங்கள் யாவும் பொதுவான சில பண்புகளைப் பெற்றுள்ளன. (1) இவை புளிப்புச் சுவையுடையனவாவும், அரிக்கும் தன்மையுடையனவாகவும் உள்ளன. (2) அமிலங்கள் நீல லிட்மஸ் தாளைச் சிவப்பாக மாற்றுகின்றன. (3) இவை காரங்களுடன் வினைபட்டு உப்பையும் நீரையும் கொடுக்கின்றன.

இவ்வாறு பல பொதுவான பண்புகளையுடைய அமிலங்களுக்கும் பல வரைவிலக்கணங்கள் கூறப்பட்டு, விளக்கப்பட்டன. இவற்றின்படி ஒரு சேர்மத்தை அமிலம் என்று வரையறுத்துக் கூறுவதற்கான காரணங்கள் பின்வருமாறு உள்ளன: (1) அமிலங்கள் எளிதில் பதிலீடு செய்யத்தக்க ஹைட்ரஜன் அணுக்களைப் பெற்றுள்ளன. இவற்றுடன் உலோகத்தைச் சேர்த்தால் ஹைட்ரஜன் இடப்பெயர்ச்சி அடைந்து வெளியேற்றப்படுகின்றது. (2) சோடியம் கார்பனேட் போன்ற உலோகக் கார்பனேட்டுகளுடன் வினைபட்டு, அமிலங்கள், நுரைத்த பொங்குதலுடன் கார்பன் டைஆக்சைடை வெளியேற்றுகின்றன.

சான்றாக ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலத்தின் (HCl) மூலக்கூறில் எளிதில் வெளியேற்றப்படும் ஒரு ஹைட்ரஜன் அணு

உள்ளது. இவ்வமிலம் மக்னீசியத்துடன் வினைபட்டு ஹைட்ரஜனையும், சோடியம் கார்பனேட்டுடன் வினைபட்டு கார்பன் டைஆக்சைடையும் வெளியேற்றுகிறது.

$$Mg + {}_2HCl \longrightarrow MgCl_2 + H_2 \uparrow$$

$$Na_2CO_3 + 2HCl \longrightarrow 2NaCl + H_2O + CO_2 \uparrow$$

மேலும், இவ்வமிலம் காரத்துடன் வினைப்பட்டு உப்பையும், நீரையும் தருகிறது.

$$HCl + NaOH \longrightarrow NaCl + H_2O$$

எனவே, ஓர் அமிலம் என்பது எளிதில் இடம் பெயரும் ஹைட்ரஜன் அணுக்களையுடைய சேர்மம் எனக் கருதப்பட்டது. சில பொதுவான அமிலங்கள் பின்வருமாறு: சல்ஃபூரிக் அமிலம் (H_2SO_4), ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம் (HCl), நைட்ரிக் அமிலம் (HNO_3) பாஸ்பாரிக் அமிலம் (H_3PO_4), அசிட்டிக் அமிலம் (CH_3COOH).

காரத்துவம் (Basicity)

அமிலத்தின் ஒரு மூலக்கூறிலிருக்கும் எளிதில் இடம் பெயரும் ஹைட்ரஜன் அணுக்களின் எண்ணிக்கை அவ்வமிலத்தின் காரத்துவம் எனப்படும். ஓர் அமிலத்தின் ஒரு ஹைட்ரஜன் அணு இடம் பெயரும்போதெல்லாம் ஓர் உப்பு உண்டாகிறது.

ஓர் அமிலத்தின் காரத்துவம், அமிலம் ஒரு காரத்துடன் (NaOH, KOH) வினைபுரிந்து எத்தனை வகை உப்புகளை உண்டாக்குகிறதோ அந்த எண்ணிக்கைக்குச் சமமாகும். ஒரு வகை உப்புகளை உண்டாக்கும் அமிலங்களின் காரத்துவம் ஒன்று. இரண்டு வகை உப்புகளை உண்டாக்கும் அமிலங்களின் காரத்துவம் இரண்டு.

சான்றாக, ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம் ஒரே ஓர் இடம் பெயரும் ஹைட்ரஜன் அணுவைப் பெற்றுள்ளது. இது சோடியம் ஹைட்ராக்சைடுடன் வினைபட்டுச் சோடியம் குளோரைடைத் தருகிறது. இவ்வாறு NaCl, KCl, $CaCl_2$ போன்ற ஒரேவகை உப்பைத்தருவதனால், ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தின் காரத்துவம் ஒன்று ஆகும்.

சல்ஃபூரிக் அமிலத்தில் இரண்டு இடம்பெயரும் ஹைட்ரஜன் அணுக்கள் உள்ளன. இவ்வமிலம் காரங்களுடன் வினைபடும்

பொழுது ஒன்று அல்லது இரு ஹைட்ரஜன் அணுக்களும் உலோகங்களால் இடப்பெயர்ச்சி செய்யப்பட்ட இருவகையான உப்புகள் உண்டாகின்றன.

$$H_2SO_4 + NaOH \longrightarrow NaHSO_4 + H_2O$$

சோடியம் பைசல்ஃபேட்

$$H_2SO_4 + 2\ NaOH \longrightarrow Na_2SO_4 + 2\ H_2O$$

சோடியம் சல்ஃபேட்

ஆகவே, H_2SO_4 அமிலத்தின் காரத்துவம் இரண்டு. இது இரு காரத்துவ அமிலம் (dibasic acid) என்று வழங்கப்படுகிறது. பாஸ்பாரிக் அமிலத்தில் (H_3PO_4) மூன்று இடம் பெயரும் ஹைட்ரஜன் அணுக்கள் உள்ளன. இதனால் அது மூன்றுவகை உப்புகளைக் கொடுக்கிறது. எனவே, இஃது ஒரு முக்காரத்துவ அமிலமாகும்.

அசிட்டிக் அமிலத்தில் (CH_3COOH) நான்கு ஹைட்ரஜன் அணுக்கள் இருந்தாலும் ஒரே ஒரு ஹைட்ரஜன் அணுமட்டும் எளிதில் இடப்பெயர்ச்சி செய்யப்படுகிறது. அசிட்டிக் அமிலம் காரங்களுடன் வினைபட்டு ஒரு வகையான உப்பை மட்டும் கொடுக்கிறது. எனவே, இதன் காரத்துவம் ஒன்று ஆகும்.

$$CH_3COOH + KOH \longrightarrow CH_3COOK + H_2O$$

பொட்டாசியம் அசிட்டேட்

இஃது ஒரு காரத்துவ அமிலமாகும். நைட்ரிக் அமிலமும் (HNO_3) ஒரு காரத்துவ அமில வகையைச் சேர்ந்தது. அமிலத்தின் காரத்துவத்தை உப்பு மூலத்திறன் எண் என்றும் கூறலாம்.

காரங்கள் (Bases)

காரங்களும் சில பொதுவான பண்புகளைப் பெற்றிருக்கின்றன. அவையாவன: (1) இவைகள் காரச்சுவையுடையனவாக உள்ளன; (2) சிவப்பு லிட்மஸ் தாளை நீலமாக மாற்றுகின்றன; (3) காரங்கள் அமிலங்களுடன் வினைப்பட்டு, உப்பையும், நீரையும் தருகின்றன.

ஒன்று அல்லது அதற்கு மேற்பட்ட ஹைட்ராக்சில் தொகுதிகளை (OH) உடைய சேர்மங்கள் காரங்கள் எனப்படுகின்றன. இதன்படி சில முக்கியமான காரங்கள்: சோடியம் ஹைட்ராக்சைடு (NaOH), பொட்டாசியம் ஹைட்ராக்சைடு (KOH),

அம்மோனியம் ஹைட்ராக்சைடு (NH_4OH), கால்சியம் ஹைட்ராக்சைடு ($CaCOH_2$), சோடியம் கார்பனேட் (Na_2CO_3),— இதில் (OH) தொகுதி இல்லை.

அமிலத்துவம் (Acidity)

காரத்தின் ஒரு மூலக்கூறிலுள்ள ஹைட்ராக்சைடு தொகுதிகளின் எண்ணிக்கை, அதன் அமிலத்துவம் எனப்படும்.

NaOH, KOH, NH_4OH — ஓர் அமிலத்துவ காரங்கள். அமிலத்துவம் = 1

$Ca(OH)_2$, $Ba(OH)_2$ — இரு அமிலத்துவ காரங்கள். அமிலத்துவம் = 2

அமில, காரங்களைப்பற்றிய தற்காலக் கோட்பாடுகள்

ஓர் அமிலம் என்பது எளிதில் இடப்பெயர்ச்சி அடையும் ஒரு ஹைட்ரஜன் அணுவைப் பெற்றிருக்க வேண்டுமென்றும், ஒரு காரம் என்பது ஹைட்ராக்சில் தொகுதியைப் பெற்றிருக்க வேண்டு மென்றும் முன்பு வரையறுக்கப்பட்டது. ஆனல் தற்போது பல புதிய கருத்துகள், அமிலங்கள், காரங்கள் ஆகிய வற்றின் தன்மைகளை நன்கு விளக்கும் வகையில் அமைந்துள்ளன.

(1) அர்ஹீனியஸின் கோட்பாடு (Arrhenius Theory)

இக்கோட்பாட்டின்படி, அமிலங்கள் மின்சாரத்தைக் கடத்தும் பொருள்களாதலால் நீரில் கரைந்து ஹைட்ரஜன் அயனிகளைக் கொடுக்கின்றன என அறியப்பட்டது. எனவே, அமிலங்களை ஹைட்ரஜன் அயனி வழங்கிகள் எனலாம். ஹைட்ரஜன் அயனிகள் (H^+) புரோட்டான்கள் எனவும் கருதப்படுகின்றன.

$$HCl \longrightarrow H^+ + Cl^-;\quad H_2SO_4 \longrightarrow 2H^+ + SO_4^{--}$$

இக் கருத்துப்படி காரங்கள் நீரில்கரைந்து ஹைட்ராக்சைடு அயனிகளை வழங்குகின்றன.

$$NaOH \longrightarrow Na^+ + OH^-;\quad KOH \longrightarrow K^+ + OH^-$$

ஆகையால் காரங்களை ஹைட்ராக்சைடு அயனி வழங்கிகள் எனலாம்.

தனிப்பட்ட ஹைட்ரஜன் அயனி அல்லது புரோட்டான் நீரில் நிலைத்திருக்கமுடியாது. எனவே H^+, H_2O மூலக்கூறுடன் இணைந்து உடனே (H_3O^+) ஹைட்ராக்ஸோனியம் அயனி,

அல்லது ஹைட்ரோனியம் அயனியைத் தருகிறது. நீர்க் கரைசல்களில் நிகழும் வேதிவினைகளில் H^+ என்பது H_3O^+ஐக் குறிக்கிறது என்பது புலனாகிறது.

$$H^+ + H_2O \longrightarrow H_3O^+$$

இதனால் அர்ஹீனியஸின் கோட்பாட்டைச் சிறிது மாற்ற வேண்டியதாகிறது. அமிலங்கள் நீருடன் வினைபடுவதைக் கீழ்க்கண்டவாறு காட்டலாம்:

$$HCl + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + Cl^-$$
$$CH_3COOH + H_2O \rightleftharpoons CH_3COO^- + H_3O^+$$
$$H_2SO_4 + H_2O \rightleftharpoons HSO_4^- + H_3O^+$$

(2) லவ்ரி — பிரான்ஸ்டெட் கொள்கை (Lowry— Bronsted Theory)

இக் கோட்பாடு புரோட்டான் கொள்கையை (Prtonic concept) அடிப்படையாகக் கொண்டது.

இக் கொள்கையின்படி, எந்தப் பொருள் புரோட்டான்களை வழங்குகிறதோ (proton donors) அதை அமிலம் என்றும், எந்தப் பொருள் புரோட்டான்களை ஏற்றுக்கொள்கிறதோ (proton acceptors) அதைக் காரம் என்றும் கூறுவர்.

மேலும், ஓர் அமிலமானது அதன் அமிலத் தன்மையைக் காட்ட வேண்டுமானால், அது தரும் புரோட்டானை ஏற்றுக் கொள்ள ஒரு காரம் இருத்தல் வேண்டும்; இது போலவே ஒரு காரமானது அதன் காரத்தன்மையைச் செயலில் காட்ட வேண்டுமானால், புரோட்டானை வழங்கக் கூடிய ஓர் அமிலம் இருக்க வேண்டும். கீழ்க்கண்ட மேற்கோள்கள் இதனை விளக்கும்:

$$HCl + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + Cl^-$$
$$HNO_3 + H_2O \longrightarrow H_3O + NO_3^-$$

முதல் வினையில் HCl ஒரு புரோட்டானை வழங்குவதால் அமிலம் எனவும், நீர் ஒரு புரோட்டானை ஏற்றுக் கொள்வதால் காரம் எனவும் கூறலாம்.

நீர், HCl உடன் வினைபடும்பொழுது ஒரு புரோட்டானைப் பெற்றுக் கொள்கிறது: அம்மோனியாவுடன் வினைபடும் பொழுது நீர் ஒரு புரோட்டானை வழங்குகிறது. எனவே, லவ்ரி—

பிரான்ஸ்டெட் கொள்கைப்படி, நீரின் ஈரியல்புக் கொள்கையை விளக்க முடிகிறது.

$$H_2O + HCl \longrightarrow H_3O^+ + Cl^- \quad ...(1)$$

$$H_2O + NH_3 \longrightarrow NH_4^+ + OH^- \quad ...(2)$$

வினை 2-ல் அம்மோனியா காரமாகவும், நீர் அமிலமாகவும் செயல்படுகின்றன. ஆதலால் இக் கொள்கைப்படி, காரம் என்பது ஹைட்ராக்ஸைடு அயனியைக் கொண்டதாக இருக்க வேண்டும் என்ற அவசியம் இல்லை என்பது குறிப்பிடத்தக்கது.

பழைய அமில — கார கொள்கைக்கும் இக் கொள்கைக்கும் இடையே உள்ள வேற்றுமையைக் கீழ்க்கண்டவாறு விளக்கலாம்:

$CH_3COOH \rightleftharpoons$ ஓர் அமிலமாக இருக்கிறது. ஆனால்; பழைய கொள்கைப்படி அசிட்டிக் அமிலம் அயனியாதலை,

$$CH_3COOH \rightleftharpoons H^+ + CH_3COO^-$$

என்றும், புதிய கொள்கையின்படி CH_3COOH அயனியாதலை

$$\underset{\text{அமிலம்}}{CH_3COOH} + \underset{\text{காரம்}}{H_2O} \rightleftharpoons \underset{\text{அமிலம்}}{H_3O^+} + \underset{\text{காரம்}}{CH_3COO^-}$$

என்றும் காட்டுகிறோம். பின்னதில் அசிட்டிக் அமிலம் நீருக்கு ஒரு புரோட்டானை வழங்குகிறது. நீர் புரோட்டானைப் பெற்றுக் கொண்டு ஹைட்ரோனியம் அயனியாக மாறுகிறது. மேலும், H_3O^+ அயனி அஸிட்டேட் அயனிக்கு ஒரு புரோட்டானை வழங்கக்கூடுமாதலால் H_3O^+ அமிலமாகவும், CH_3COO^- காரமாகவும் இருக்க வேண்டும். ஆகவே, ஓர் அமிலத்திற்கும் காரத்திற்கும் வினை நிகழும் பொழுது வேறு ஓர் அமிலமும், காரமும் உண்டாகிறது என அறிகிறோம்.

லவ்ரி—பிரான்ஸ்டட் கொள்கையின் அடிப்படையில் சில முக்கியமான முடிவுகள் வெளியாகின்றன. அவையாவன :

(1) பொதுவாக அமிலங்கள் எனக் கருதப்படும் HCl, H_2SO_4, $HCOOH$ போன்ற சேர்மங்களன்றி H_3O^+, H_2O, NH_4^+ ஆகிய மின்னேற்றமுடைய பொருள்களும் அமிலங்களாகச் செயல்படுகின்றன.

(2) ஹைட்ராக்சில் அயனிகளைப் பெற்றுள்ள பொருள்களை மட்டுமின்றி Cl^-, SO_4^{--}, NH_3 ஆகியவைகளும் காரங்களாகச் செயல்படுகின்றன.

(3) நீர் அமிலமாகவும், காரமாகவும் வினை புரிகிறது.

(4) இக்கொள்கைப்படி சோடியம் கார்பனேட் நீர்க்கரைசல் காரத் தன்மை பெற்றிருப்பதை விளக்கலாம். சோடியம் கார்பனேட் கரைசலில் கீழ்க்கண்டவாறு பிரிகை யடைகிறது:

$$Na_2CO_3 \longrightarrow 2Na^+ + CO_3^{--}$$

கார்பானிக் அமிலக்கரைசலில் கீழ்க்கண்ட அயனிகள் உள்ளன.

$$H_2CO_3 \rightleftharpoons 2H^+ + CO_3^{--}$$

கார்பனேட் அயனி புரோட்டானை எளிதில் ஏற்கும் தன்மையுடையது. இது புரோட்டானை ஏற்றுப்பிரிகையடையாத கார்பானிக் அமிலத்தை உண்டாக்குகிறது. எனவே, கார்பனேட் அயனியைப் பெற்றிருக்கும் நீர்க்கரைசல் காரத்தன்மையுடையது. இந்த அயனி நீரிலிருந்து ஹைட்ரஜன் அயனிகளை ஏற்றுக்கொண்டு வீரியமற்ற கார்பானிக் அமிலத்தைக் கொடுக்கின்றன. நீரிலிருந்து பெறப்படும் ஹைட்ராக்சில் அயனிகள் கரைசலிலேயே தங்கிவிடுகின்றன. ஆகவே, கரைசல் காரத் தன்மை பெற்றுள்ளது.

$$2H_2O + CO_3^{--} \longrightarrow H_2CO_4 + 2OH^-$$

அமில, கார அயனிகளின் வலிவுகள் (Strengths of Acids and Bases)

அமிலங்களின் வலிவுகள், அவைகள் அயனிகளாகப் பிரிகை அடையும் தன்மையைக் கொண்டு கணக்கிடப்படுகின்றன. அமிலங்களை வீரியம் மிக்க அமிலம் (strong acid), வீரியம் குறைந்த அமிலம் (weak acid) என இரு வகைகளாகப் பிரிக்கலாம். ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலம், சல்ஃப்யூரிக் அமிலம், நைட்ரிக் அமிலம் போன்றவற்றை நீரில் கரைத்தவுடன் இவ்வமில மூலக்கூறுகள் முழுவதும் அயனிகளாக மாறிவிடுகின்றன. குறைந்த அடர்வு நிலைகளிலும் இவை முழுவதும் அயனிகளாகப் பிரிந்து இருக்கின்றன. இத்தகைய அமிலங்களை வீரியம் மிக்க அமிலங்கள் என்கிறோம்.

அசிட்டிக் அமிலம் போன்றவற்றை நீரில் கரைத்தால் அவை முழுதும் அயனிகளாவதில்லை. அவற்றின் ஒரு பகுதி மூலக்கூறுகள்தான் அயனிகளாகின்றன. எஞ்சியவை அயனிகளாகச் சிதைவடையாமல் மூலக்கூறுகளாகவே உள்ளன. இவற்றை வீரியம் குறைந்த அமிலங்கள் என்பர். ஹைட்ரோசயனிக் அமிலம் இதற்கு மற்றோர் எடுத்துக்காட்டாகும். அதிக

அளவு விளாவிய கரைசல்களிலும் (dilute solutions) இவை முழுவதும் அயனிகளாகப் பிரிகையடைவதில்லை நைட்ரஸ் அமிலமும், பாஸ்பாரிக் அமிலமும் இவற்றுக்கு இடைப்பட்ட தன்மையைப் பெற்றிருக்கின்றன. இவைகள் முழுவதும் அயனிகளாகப் பிரிவதில்லை. முழுவதும் அயனியாகப் பிரிகையடையாத நிலையிலும் இருப்பதில்லை.

அமிலங்களை இருவகைகளாகப் பிரித்ததைப்போல் காரங்களையும் இருவகைகளாகப் பிரிக்கலாம். இவற்றின் வலிவுகளைக் கணக்கிடுவதற்கும் இவை அயனியாகும் தன்மை அலகாக எடுத்துக் கொள்ளப்படுகிறது. முழுவதும் அயனியாக மாறக்கூடிய காரம் வீரியம் மிக்க காரம் (strong base) எனப்படுகிறது. (எடுத்துக்காட்டுகள்): NaOH, KOH.

முழுவதும் அயனிகளாக மாருமல் ஒரு பகுதி மூலக்கூறுகள் மட்டும் அயனிகளாக மாறினல் அக்காரத்தை வீரியம்குறைந்த காரம் (weak base) என்பர். (எடுத்துக்காட்டுகள்): N_4HOH, Na_2CO_3, $CO(OH)_2$

நடுநிலையாக்கல் (Neutralisation)

ஓர் அமிலம் ஒரு காரத்துடன் வினைபுரியும்போது நடுநிலை ஏற்பட்டு உப்பும் நீரும் உண்டாகும் வினையை நடுநிலையாக்கல் என்கிறோம். உண்டாகும் கரைசல் அமிலத் தன்மையும், காரத் தன்மையும் பெற்றில்லாது நடுநிலைமையாக இருக்கும்.

சான்ருக ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலமும், சோடியம் ஹைட்ராக்சைடும் சேரும் வினையை எடுத்துக்கொள்வோம். அமிலம், காரம் இரண்டும் வீரியமிக்கவைகளாதலால் முழுவதும் அயனிகளாக உள்ளன. வினையில் உண்டாகும் சோடியம் குளோரைடு வீரியமிக்க மின்பகு பொருளாதலால் (strong elecrolyte) அதுவும் அயனிகளாகப் பிரிகை அடைந்த நிலையில் உள்ளது.

$$H^+ + Cl^- + Na^+ + OH^- \longrightarrow H_2O + Na^+ + Cl^-$$

நீர் அநேகமாக அயனியாகப் பிரிகை அடையாத நிலையில் தான் இருக்கிறது. இந்த வினையை $H^+ + OH^- \longrightarrow H_2O$ எனக் குறிப்பிடலாம். இதைப்போலவே பொட்டாசியம் ஹைட்ராக்சைடும், நைட்ரிக் அமிலமும் சேர்ந்து வினைபடும் நடுநிலையாக்கல் வினையை விளக்கலாம்.

$$H^+ + NO_3 + K^+ + OH^- \longrightarrow K^+ + NO_3^- + H_2O$$
$$H^+ + OH^- \longrightarrow H_2O$$

எனவே, நடுநிலையாக்கல் வினை என்பது அமிலத்தின் H^+–ம் காரத்தின் OH^-ம் இணைந்து பிரிகையடையாத நீர் மூலக்கூறு உண்டாவதைக் குறிக்கிறது.

உப்புகள் (Salts)

அமிலங்களிலுள்ள ஒன்று அல்லது அதற்கு மேற்பட்ட எளிதில் வெளியேற்றப்படும் ஹைட்ரஜன் அணுக்கள் உலோகங்கள் அல்லது அம்மோனியம் உறுப்பினால் இடப்பெயர்ச்சி செய்யப்பட்டுக் கிடைக்கும் சேர்மங்கள் உப்புகள் எனப்படும். அதாவது, அமிலங்கள் காரணங்களுடன் வினைபுரிந்தால் உப்புகள் உண்டாகின்றன. உப்புகள் இயல்பான உப்புகள், அமில உப்புகள், கார உப்புகள், இரட்டை உப்புகள் எனப் பலவகைப்படும்.

இயல்பான உப்பு (Normal salt)

ஓர் அமிலம், காரத்துடன் வினைபுரியும்போது அமிலத்திலுள்ள எல்லா ஹைட்ரஜன் அணுக்களையும் இடப்பெயர்ச்சி செய்வதன் மூலம் கிடைக்கும் உப்பிற்கு இயல்பான உப்பு எனப் பெயர். (எடுத்துக்காட்டு): $NaCl$, Na_2SO_4, Na_2CO_3

$$NaOH + HCl \longrightarrow NaCl + H_2O$$
$$2NaOH + H_2SO_4 \longrightarrow Na_2SO_4 + 2H_2O$$
$$2NaOH + H_2CO_3 \longrightarrow Na_2CO_3 + 2H_2O$$

இவ்வுப்புகள் மேலும் அமிலங்களுடன் வினைப்படமாட்டா. லிட்மஸ் கரைசலில் நடுநிலைமை வகிக்கின்றன.

அமில உப்புகள் (Acid salts)

ஓர் அமிலம், காரத்துடன் வினைபடும்போது அந்த அமிலத்தின் ஒரு மூலக்கூறிலுள்ள ஹைட்ரஜன் அணுக்களில் ஒரு சில அணுக்களே இடப்பெயர்ச்சி செய்யப்படுவதன் மூலம் உண்டாகும் உப்பு அமில உப்பு எனப்படுகின்றது. ஒன்றுக்கு மேற்பட்ட காரத்துவம் (basicity) உடைய அமிலங்கள்தான் இவ்வகை உப்புகளைத் தருகின்றன.

(எடுத்துக்காட்டு): $NaHSO_4$, $NaHCO_3$, Na_2HPO_4

$$NaOH + H_2SO_4 \longrightarrow NaHSO_4 + H_2O$$

$$NaOH + H_2CO_3 \longrightarrow NaHCO_3 + H_2O$$

இவ்வகை உப்புகளில் மேலும் வெளியேற்றப்படும் ஹைட்ரஜன் அணுக்கள் இருப்பதால் இவை உப்புகளின் பண்புகளையும், அமிலங்களின் பண்புகளையும் பெற்றிருக்கின்றன. இவற்றின் கரைசல்கள் நீல லிட்மஸ் தாளைச் சிவப்பாக்குகின்றன. அமில உப்புகள் காரங்களுடன் வினைபட்டு இயல்பான உப்புகளையும், நீரையும் கொடுக்கின்றன.

$$NaHSO^4 + NaOH \longrightarrow Na_2SO_4 + H_2O$$

$$NaHCO_3 + NaOH \longrightarrow Na_2CO_3 + H_2O$$

கார உப்புகள் (Basic salts)

ஒன்றுக்கு மேல் அமிலத்துவம் (acidity) கொண்ட காரங்களிலிருந்து (OH) தொகுதிகளை முழுவதும் நீக்காமல் பெறப்படும் உப்புகள் கார உப்புகள் ஆகும். (எடுத்துக்காட்டுகள்): வெள்ளை லெட் — $2PbCO_3$. $Pb(OH)_2$ கார காப்பர் கார்பனேட்— $CuCO_3$. $Cu(OH)_2$. கார மக்னீசியம் குளோரைடு கீழ்க்கண்டவாறு பெறப்படுகிறது.

$$Mg(OH)_2 + HCl \longrightarrow Mg(OH)Cl + H_2O$$

கார மக்னீசியம் குளோரைடு

கார உப்புகள் நீரில் கரைவதில்லை; அமிலங்களில் கரைகின்றன. இவற்றின் ஓர் ஆக்சிஜன் அணு அல்லது (OH) தொகுதி உள்ளது. அதிகமாக உள்ள இந்த (OH) தொகுதி அமில உறுப்பால் நீக்கப்பட்டு இயல்பான உப்பு உண்டாகிறது.

$$Mg(OH)Cl + HCl \longrightarrow MgCl_2 + H_2O$$

இவற்றின் கரைசல்கள் சிவப்பு லிட்மஸ் தாளை நீல நிறமாக்குகின்றன.

இரட்டை உப்புகள் (Double salts)

இரண்டு எளிய உப்புகள் சேர்ந்து உண்டாகிற உப்புகளை இரட்டை உப்பு (double salt) என்கிறோம். சான்றாக பொட்டாசியம் சல்ஃபேட் கரைசலையும், அலுமினியம் சல்ஃபேட் கரைசலையும் கலந்தால் பொட்டாசியம் அலுமினியம் சல்ஃபேட் என்னும் படிகாரத்தை அடையலாம். (எடுத்துக்காட்டுகள்):

$Fe_4SO_2SO_4$. $(NH_4)_2SO_4$. $6H_2O$ — ஃபெர்ஸ் அம்மோனியம் சல்ஃபேட் அல்லது மோஹர் உப்பு; KCl. $MgCl_2$. $6H_2O$ — கார்னலைட்; K_2SO_4. $Al_2(SO_4)_3$. $24H_2O$— படிகாரம் (alum) திண்ம நிலையில் இரட்டை உப்புகளின் பண்புகள் அதிலுள்ள உப்புகளின் பண்புகளைப் பெரிதும் ஒத்திருக்கும். ஆனால், இரட்டைஉப்பின் நீர்க்கரைசல், இரண்டுஇயல்பான உப்புகளின் கலவையைப் போல் பண்புகளைக் கொண்டுள்ளது. எனவே, ஃபெர்ரஸ் அம்மோனியம் சல்ஃபேட் கரைசல், ஃபெரஸ் சல்ஃபேட், அம்மோனியம் சல்ஃபேட் ஆகிய இரு உப்புகளின் பண்புகளையும் காட்டுகிறது. படிக்காரக் கரைசல் பொட்டாசியம் சல்ஃபேட், அலுமினியம் சல்ஃபேட் ஆகியவற்றின் பண்புகளைப் பெற்றிருக்கிறது.

அணைவு உப்புகள் (Complex salts)

இரண்டு இயல்பான உப்புகள் இணைந்து அணைவு உப்புகள் கிடைக்கின்றன. பல பண்புகளில் இவை இரட்டை உப்புகளைப் பெரிதும் ஒத்திருக்கின்றன. ஆனால், நீர்க்கரைசல்களில் ஓர் அணைவு உப்பின் பண்புகள் அதிலுள்ள இயல்பான உப்புகளின் பண்புகளிலிருந்து மாறுபட்டிருக்கிறது. ஆனால், இரட்டை உப்பின் நீர்க்கரைசல் அதிலுள்ள உப்புகளின் கலவையாகச் செயல்படுகிறது. (எடுத்துக்காட்டுகள்): $K_4Fe(CN)_6$ – பொட்டாசியம் ஃபெர்ரோ சயனைடு; $K_3Fe(CN)_6$ – பொட்டாசியம் ஃபெர்ரிசயனைடு. இவை கீழ்க்கண்டவாறு பெறப்படுகின்றன:

$$Fe(CN)_2 + 4KCN \longrightarrow K_4Fe(CN)_6$$

$$Fe(CN)_3 + 3KCN \longrightarrow K_3Fe(CN)_6$$

இச் சேர்மங்களின் நீர்க்கரைசல்களில் அயர்ன் இருப்பதைக் கண்டுபிடிக்க முடியாது. எனவே, கரைசல் நிலையில் பொட்டாசியம் ஃபெர்ரோ சயனைடு, பொட்டாசியம் (கார உறுப்பு), ஃபெர்ரோ சயனைடு (அமில உறுப்பு) ஆகியவற்றின் சேர்மமாகச் செயல்படுகிறது. மற்றோர் அணைவு உப்பு பொட்டாசியம் மெர்க்குரிக் அயோடைடாகும்.

$$HgI_2 + 2KI \longrightarrow K_2HgI_4$$

ஹைட்ரஜன் அயனி அடர்வு (Hydrogen Ion concentration)

அமிலங்கள் நீரில் கரையும்போது ஹைட்ரஜன் அயனி அல்லது புரோட்டான் (H^+) உண்டாகிறது. ஆதலால் அமிலங்கள் அயனிகளாகப் பிரிகை புரியும் திறனைக் கொண்டும்

அவற்றின் வலிவை நிர்ணயிக்கலாம். அமிலத்தின் அயனி வலிவு என்பது அது பெற்றுள்ள H^+ அயனிகளின் அடர்வைக் குறிப்பதாகும். அமிலத்தில் H^+ அயனிகள் எந்த அளவிற்கு அதிகம் இருக்கிறதோ அந்த அளவிற்கு அதன் அயனி வலிவு அதிகம் எனப் பொருள்படும். அமிலத்தின் அயனி வலிவுதான் அதன் வீரியத்தன்மைக்குக் காரணமாகும்.

ஒரு கரைசல் வீரியமான அமிலம் அல்லது வீரியம் குறைந்த காரம் எனப் பெருவாரியாகக் கூறுவதற்குப் பதிலாக அதன் அமிலத்தன்மை அல்லது காரத்தன்மையைச் சரியாகக் கூற ஓர் அளவுகோல் பயன்படுத்தப்படுகிறது. கீழ்க்கண்ட முறை இதற்கு பெரிதும் உதவுகிறது:

நீர் மிகக் குறைந்த அளவே பிரிகையடைந்து ஹைட்ரஜன் அயனியையும், ஹைட்ராக்சில் அயனியையும் தருகிறது.

$$H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$$

ஒரு குறிப்பிட்ட வெப்பநிலையில் சமநிலை ஏற்படும்போது நிறைதாக்க விதியின்படி சமநிலை மாறிலியைக் கீழ்க்கண்டவாறு கணக்கிடலாம்:

$$K = \frac{[H^+]\ [OH^-]}{[H_2O]}$$

இச் சமன்பாட்டில் $[H^+]$, $[OH^-]$, $H_2O]$ ஆகியவை உபவினையில் பங்கு பெறும் பொருள்களின் மூலக்கூறு அடர்வுகளைக் குறிக்கின்றன. நீரின் பிரிகை வீதம் மிகக் குறைவாக உள்ளதால் நீரின் அடர்வை ஒரு மாறிலி என்றே கருதலாம்,

$$\therefore\ K_w = K\,[H_2O] = [H^+]\,[OH^-]$$

இங்கு Kw என்பது நீரின் அயனிப் பெருக்குத் தொகை (Ionic product of water) எனப்படுகிறது. நீரில் உள்ள ஹைட்ரஜன் அயனி, ஹைட்ராக்சில் அயனி இவற்றின் அடர்வுகளின் பெருக்குத் தொகை நீரின் அயனிப் பெருக்கத்திற்குச் சமம் என அறியப்படுகிறது:

$$K_w = [H^+]\ [OH^-]$$

சாதாரண வெப்பநிலையில் (25°C) Kw-ன் மதிப்பு 10^{-14} ஆகும். $[H^+]$ $[OH^-]$ ஆகியவற்றின் அடர்வுகளைக் கிராம் - அயனிகள்/ லிட்டர் என்ற அலகால் குறிப்பிடும்போது இதன் மதிப்பு $= 1 \times 10^{-14}$ ஆகும்.

$$K_w = [H^+]\ [OH^-] = 1 \times 10^{-14}$$

இம் மதிப்பு வெப்பநிலை உயர்வுடன் அதிகரிக்கிறது. நீரின் ஒவ்வொரு மூலக்கூறும் ஒரு ஹைட்ரஜன் அயனியையும், ஒரு ஹைட்ராக்சில் அயனியையும் உண்டாக்குகிறது. எனவே, $[H^+]$ $[OH^-]$ இவற்றின் அடர்வுகள் சமமாக இருக்க வேண்டும். தூய நீரில் (அல்லது நடுநிலை கரைசலில்),

$$[H^+] = 1 \times 10^{-7} \text{ கிராம் — அயனி / லிட்டர்}$$
$$[OH^-] = 1 \times 10^{-7} \text{ கிராம் — அயனி / லிட்டர்}$$

எந்தக் கரைசலிலும் $[H^+]$, $[OH^-]$ ஆகியவற்றின் பெருக்குத் தொகை 25°C-ல் 10^{-14} என்ற மாருத மதிப்பைப் பெற்றிருக்க வேண்டும். இது Kw-ன் மதிப்பாகும்.

ஒரு கரைசலில் H^+ அயனியின் அடர்வு 1×10^{-7}ஐ விட அதிகமாக இருப்பின், கரைசல் அமிலத் தன்மையைப் பெற்றிருக்கிறது என்பது பொருள். இதனுல் இக் கரைசல்களில் Kw-ன் மதிப்பை மாருமல் வைத்திருப்பதற்கு OH-ன் அடர்வு குறைவாக இருக்க வேண்டும். H^+ அயனியின் அடர்வு 1×10^{-7}ஐ விடக் குறைவாக இருப்பின், கரைசல் காரத்தன்மையைப் பெற்றிருக்கிறது என அறிகிறோம். இக் கரைசல்களில் $[OH^-]$ அதிக மதிப்பைப் பெற்றுள்ளது. ஆனுல், இருவகைக் கரைசல்களிலும் Kw-ன் மதிப்பு 10^{-14} ஆகத்தான் இருக்கும். ஒரு கரைசலில் உள்ள H^+ அயனியின் அடர்வைக்கொண்டே அது அமிலத்தன்மையுடன் இருக்கிறதா அல்லது காரத் தன்மையுடன் இருக்கிறதா எனக் கூறலாம்.

ஒரு கரைசலில் உள்ள H^+ அயனியின் அடர்வு எவ்வளவு என்பதை எளிய முறையில் தெரிவிக்க, சொரன்சென் (Sorensen) என்ற விஞ்ஞானி pH என்ற ஒரு மதிப்பைப் பயன் படுத்தினர். இதற்கும் H^+ அயனியின் அடர்வுக்கும் உள்ள தொடர்பைப் பின் வருமாறு காட்டலாம்:

$$pH = -\log_{10}[H^+] = \log_{10}\frac{1}{[H^+]}$$

கரைசலில், ஹைட்ரஜன் அயனியின் கிராம் அயனி/லிட்டர் அளவிலுள்ள அடர்வினுடைய 10ஐ அடிமானமாகக் கொண்ட மடக்கையின் (logarithm) எதிர்மறை எண் pH என்று குறிக்கப்படும்.

நீர் அல்லது நடுநிலை கரைசலில், $[H^+] = 1 \times 10^{-7}$ கி. அயனி/லி

$\therefore$ இதன் $pH = -\log 1 \times 10^{-7} = 7$

ஒரு கரைசலில் $[H^+] = 1 \times 10^{-3}$ என்றால் pH = 3. இக் கரைசல் அமிலத்தன்மையது.

ஒரு கரைசலில் $[H^+] = 1 \times 10^{-12}$ என்றால் pH = 12. இக் கரைசல் காரத்தன்மை வாய்ந்தது.

கீழ்க்காணும் அட்டவணை அமிலக்கரைசல்கள், காரக் கரைசல்கள் ஆகியவற்றின் $[H^+]$-ன் மதிப்பையும் விளக்கு கிறது. அவை ஒவ்வொன்றுக்குமுள்ள pH-ன் மதிப்பையும் விளக்குகிறது.

அமிலக்கரை சல்கள்	$[H^+]\rightarrow$	10^{-0}	10^{-1}	10^{-2}	10^{-3}	10^{-4}	10^{-5}	10^{-6}
	$[pH]\rightarrow$	0	1	2	3	4	5	6
காரக்கரை சல்கள்	$[H^+]\rightarrow$	10^{-8}	10^{-9}	10^{10}	10^{-11}	10^{-12}	10^{-13}	10^{-14}
	$[pH]\rightarrow$	8	9	10	11	12	13	14

எனவே, ஒரு கரைசலுக்கு pH-ன் மதிப்பு 7ஐ விடக் குறைவாக இருப்பின் அது அமிலத்தன்மையுடன் இருக்கும் என்றும், pH-ன் மதிப்பு 7ஐவிட அதிகமாக இருப்பின், அது காரத்தன்மையுடன் இருக்கும் என்றும் அறிகிறோம்.

கணக்கு 1:

கீழ்க்கண்ட செறிவுள்ள அமிலங்கள் காரங்களில் ஹைட்ரஜன் அயனி, ஹைட்ராக்சில் அயனி ஆகியவற்றின் அடர்வுகளைக் கணக்கிடுக.

(i) 1 NHCl; (ii) 0·01 NHCl; (iii) 0·1 N NaOH

(i) 1 NHCl, 1 NHCl கரைசலில் $[H^+] = 1$

$$Kw = 10^{-14} = [H^+] \times [OH^-]$$
$$= 1 \times [OH^-]$$

$\therefore$ $[H^+]$ = 1கிராம்⁻ அயனி / லிட்டர்; $[OH^-]$

$= 10^{-14}$ கி. அ/லி.

(ii) 0·01 NHCl: இக் கரைசலில்

$[H^+] = 0{\cdot}01 = 1 \times 10^{0}$கி. அ/லி.

$Kw = 10^{-14} = [H^+] \times [OH^-]$

$[OH^-] = 10^{-14}/10^{-2} = 10^{-12}$கி. அ/லி.

(iii) 0·1 N NaOH: $[OH^-] = 0{\cdot}1 = 11^{-1}$ கி. அ/லி.

$[H^+] = 10^{-14}/10^{-1} = 10^{-13}$கி. அ/ லி.

2. கீழ்க்கண்ட கரைசல்களின் pH மதிப்புகளைக் கணக்கிடுக.

(i) 1 NHCl: $[H^+] = 1$; $pH = -\log_{10} [H^+] = \log_{10} [1] = 0$.

(ii) ·01 NHCl: $[H^+] = 0{\cdot}01 = 10^{-2}$

$pH = -\log_{10} [10^{-2}] = 2$

(iii) 0·1 N NaOH $= [H^+] = 10^{-13}$;

$pH = -\log_{10} [10^{-13}] = 13$.

வினாக்கள்

1. கீழ்க்கண்டவற்றை விளக்குக:
   (a) நடுநிலையாக்கல் வினை (b) வீரியம்மிக்க அமிலம் (c) வீரியம் குறைந்த அமிலம் (d) ஹைட்ரோனியம் அயனி.

2. pH என்றால் என்ன? விளக்குக. நீரின் அயனிப் பெருக்குத் தொகையைப் பற்றிச் சிறு குறிப்பு வரைக.

3. கீழ்க்கண்ட செறிவுள்ள கரைசல்களின் ஹைட்ரஜன், ஹைட்ராக்சில் அயனிகளின் அடர்வுகளையும், அக் கரைசல்களின் pH மதிப்புகளையும் கணக்கிடுக.
   (i) 0.1 N HCl; (ii) 0.001 NHCl; (iii) 1 Na NaOH; (iv) 0·01 N NaOH

4. அர்ஹீனியஸ், லவ்ரி–பிரான்ஸ்டட் ஆகியவர்களின் அமில, கார கோட்பாடுகளை தக்க எடுத்துக்காட்டு களுடன் விளக்குக.

5. உப்புகளின் வகைகள் யாவை? அவற்றைத் தக்க எடுத்துக்காட்டுகளுடன் விளக்குக.

16. ஆக்ஸிஜனேற்றம் - ஆக்ஸிஜன் ஒடுக்கம்

(Oxidation - Reduction)

ஒரு பொருளுடன் ஆக்சிஜனைச் சேர்த்தல் அல்லது அப் பொருளிலிருந்து ஹைட்ரஜனை நீக்குதல் ஆகிய வினைகள் ஆக்ஸிஜனேற்றம் எனக் கருதப்பட்டன. ஆக்ஸிஜனைச் சேர்ப்பதற்கு அல்லது ஹைட்ரஜனை விலக்குவதற்கு உதவும் பொருள் ஆக்ஸிஜனேற்றி (oxidising agent or oxidiser) என்று வழங்கப்படுகிறது. ஆக்ஸிஜனேற்றத்திற்கு எதிரான வினை ஆக்ஸிஜன் ஒடுக்கம் எனப்படும். இவ் வினையில் ஒரு பொருளுடன் ஹைட்ரஜன் சேர்க்கப்படுகிறது. அல்லது அப் பொருளிலிருந்து ஆக்ஸிஜன் நீக்கப்படுகிறது. ஆக்ஸிஜன் ஒடுக்கத்தை விளைவிக்கும் பொருளுக்கு ஆக்ஸிஜன் ஒடுக்கி (reducing agent) எனப் பெயர்.

எடுத்துக்காட்டுகள்

(a) காப்பர், காப்பர் ஆக்ஸைடாக ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடைகிறது.

$$2\,Cu + O_2 \longrightarrow 2\,CuO$$

(b) மங்கனீச டை-ஆக்ஸைடு ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலத்தைக் குளோரினாக ஆக்ஸிஜனேற்றமடையச் செய்கிறது.

$$4\,HCl + MnO_2 \longrightarrow MnCl_2 + 2\,H_2O + Cl_2 \uparrow$$

(c) காப்பர் ஆக்ஸைடு ஹைட்ரஜனால் காப்பராக ஒடுக்கப்படுகிறது.

$$CuO + H_2 \longrightarrow Cu + H_2O$$

(d) குளோரின், ஹைட்ரஜன் சல்பைடை சல்பராக ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடையச் செய்கிறது; அது ஹைட்ரஜன் குளோரைடாக ஒடுக்கம் அடைகிறது.

$$H_2S + Cl_2 \longrightarrow 2\,HCl + S$$

ஆக்ஸிஜனேற்றம், ஒடுக்கம் இவற்றின் வரையறைகள் (definitions) தற்காலத்தில் மாற்றியமைக்கப்பட்டுள்ளன. ஒரு பொருளுடன் எதிர்மின் தன்மையுடைய ஒரு தனிமம், அல்லது ஓர் உறுப்புச் சேருதல் ஆக்ஸிஜனேற்றம் என்றும், ஒரு பொருளுடன் நேர்மின் தன்மையுடைய ஒரு தனிமம் அல்லது உறுப்பு சேருதல் ஆக்ஸிஜன் ஒடுக்கம் என்றும் வரையறுக்கப்பட்டுள்ளன.

எடுத்துக்காட்டுகள்:

(a) $2\,Na + Cl_2 \longrightarrow 2\,NaCl$ (சோடியம் ஆக்ஸிஜனேற்றமடைகிறது.)

(b) $Mg + Br_2 \longrightarrow MgBr_2$ (மக்னீசியம் ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடைகிறது.)

(c) $2\,FeCl_3 + H_2S \longrightarrow 2\,FeCl_2 + 2\,HCl + S$ (ஹைட்ரஜன் சல்பைடானது, ஃபெர்ரிக் குளோரைடை ஃபெர்ரஸ் குளோரைடாக ஒடுக்குகிறது.)

ஒரு பொருளிலிருந்து நேர்மின் தன்மையுடைய தனிமம் அல்லது உறுப்பு நீக்கப்படுதலும் ஆக்ஸிஜனேற்றம் ஆகும். மாறாக ஒரு பொருளிலிருந்து எதிர்மின் தன்மையுடைய தனிமம் அல்லது உறுப்பு நீக்கப்படுதல் ஆக்ஸிஜன் ஒடுக்கம் என விளக்கப்படுகிறது.

எடுத்துக்காட்டுகள்:

(a) $2\,KI + Cl_2 \longrightarrow 2\,KCl + I_2$ (குளோரின் பொட்டாசியம் அயோடைடிலிருந்து பொட்டாசியத்தை விலக்கி, அதை அயோடினை ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடையச் செய்கிறது.)

(b) $HgCl_2 + Hg \longrightarrow HgCl_2$

மெர்குரிக் குளோரைடு	மெர்க்குரஸ் குளோரைடு.

இவ்வினையில் மெர்குரிக் குளோரைடுடன் நேர்மின் தன்மையுள்ள மெர்குரி இணைந்து, அதை மெர்க்குரஸ் குளோரைடாக ஒடுக்குகிறது.

ஆக்ஸிஜனேற்றம்-ஆக்ஸிஜன் ஒடுக்கம் பற்றிய எலக்ட்ரான் கொள்கை (Electronic concept of Oxidation and Reduction)

ஆக்ஸிஜனேற்றம், ஒடுக்கம் பற்றிய மேற்கூறிய கருத்துகள், வேதி மாற்றங்களில் சம்பந்தப்பட்ட அணுக்கள், அயனிகள்

ஆகியவற்றின் எலக்ட்ரான் அமைப்பைக்கொண்டு கீழ்க்கண்டவாறு விளக்கலாம்:

சோடியமும் குளோரினும் வினைபடும்பொழுது சோடியம் குளோரைடு உண்டாகிறது. இவ் வினையில் சோடியம் அணு ஓர் எலக்ட்ரானை இழந்து, நேர்மின் தன்மையுள்ள சோடியம் அயனியாக மாறுகிறது. $Na \xrightarrow{-e^-} Na^+$; குளோரின் ஓர் எலக்ட்ரானைப் பெற்று எதிர்மின் தன்மையுள்ள குளோரைடு அயனியாக மாறுகிறது. $Cl + e^- \longrightarrow Cl^-$. இங்கு ஓர் எலக்ட்ரானை இழப்பதால் சோடியம் அணு, சோடியம் அயனியாக ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடைகிறது. குளோரின் அணு ஓர் எலக்ட்ரானை ஏற்றுக் குளோரைடு அயனியாக ஒடுக்கம் அடைகிறது. இவற்றிலிருந்து ஆக்ஸிஜனேற்ற வினை நிகழும்போது எலக்ட்ரான் நீக்கம் நடைபெறுகிறது என்றும், ஆக்ஸிஜன் ஒடுக்கத்தின்போது எலக்ட்ரான் ஏற்றம் நிகழ்கிறது என்றும் அறியப்படுகிறது.

எனவே, இக் கருத்துப்படி எலக்ட்ரானை இழத்தல் (loss of electron) ஆக்ஸிஜனேற்றம் எனவும், எலக்ட்ரானை ஏற்றுக் கொள்ளுதல் (gain of electron) ஆக்ஸிஜன் ஒடுக்கம் எனவும் வரையறுக்கப்படுகின்றன. கீழ்க்கண்ட சான்றுகள் இக் கோட்பாட்டைத் தெளிவாக்குகின்றன:

(1) ஃபெர்ரஸ் அயனி, பெர்ரிக் அயனியாக ஏற்றமடைவதைக் கீழ்க்கண்டவாறு விளக்கலாம்: $Fe^{++} \xrightarrow{-e^-} Fe^{+++}$ மின்னேற்றமற்ற அயர்ன் அணுவிலிருந்து 2 எலக்ட்ரான்களை நீக்கி ஃபெர்ரஸ் அயனி பெறப்படுகிறது. ஃபெர்ரஸ் அயனியிலிருந்து ஓர் எலக்ட்ரான் நீக்கப்பட்டு ஃபெர்ரிக் அயனி உண்டாகிறது. இவ்வினையில் ஃபெர்ரஸ் அயனி, பெர்ரிக் அயனியாக ஆக்ஸிஜன் ஏற்றம் அடைகிறது.

(2) குளோரின் ஒரு சிறந்த ஆக்ஸிஜனேற்றி. இது அயோடைடுகளை அயோடினாக ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடையச் செய்கிறது.

$$Cl_2 + 2\,I^- \longrightarrow I_2 + 2\,Cl^-$$

அயோடைடு அயனியிலிருந்து, குளோரின் ஓர் எலக்ட்ரானை நீக்குவதால், அயோடைடு அயோடினாக ஆக்ஸிஜனேற்றம்

அடைகிறது. இவ் வினையில் அயோடைடிலிருந்து, குளோரின் ஓர் எலக்ட்ரானை ஏற்றுக் குளோரைடு அயனியாக ஒடுக்கம் அடைகிறது.

(3) காப்பர் சல்பேட் கரைசலுடன் சிங்கைச் சேர்த்தால் காப்பர் வீழ்படிவாகிறது.

$$CuSO_4 + Zn \longrightarrow ZnSO_4 + Cu \downarrow$$

இவ் வினையில் மின்னேற்றமற்ற சிங்க் இரண்டு எலக்ட்ரான்களை இழந்து சிங்க் அயனியாக ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடைகிறது. $Zn \xrightarrow{-2e^-} Zn^{++}$; காப்பர் சல்பேட்டிலிருக்கும் குப்ரிக் அயனி இரண்டு எலக்ட்ரான்களை ஏற்றுக் காப்பர் அணுவாக ஒடுக்கம் அடைகிறது. $Cu^{++} + 2e^- \longrightarrow Cu$. இவ்வினையைக் கீழ்க்கண்ட வாறு காட்டலாம்:

$$Zn + Cu^{++} \longrightarrow Zn^{++} + Cu$$

(4) ஃபெர்ரிக் குளோரைடு கரைசலை, ஸ்டேனஸ் குளோரைடுக் கரைசலுடன் வினைப்படுத்தினால், ஃபெர்ரஸ் குளோரைடும், ஸ்டேனிக் குளோரைடும் கிடைக்கின்றன.

$$2\,FeCl_3 + SnCl_2 \longrightarrow 2\,FeCl_2 + SnCl_4$$

இவ்வினையில் ஃபெரிக் அயனி ஃபெர்ரஸ் அயனியாக ஒடுக்கம் அடைகிறது; ஸ்டேனஸ் அயனி ஸ்டேனிக் அயனியாக ஏற்றம் அடைகிறது.

$$2\,Fe^{+++} + Sn^{++} \longrightarrow 2\,Fe^{++} + Sn^{++++}$$

மேற்கண்ட வினைகள் யாவற்றிலும் ஆக்ஸிஜன் ஏற்றமும், ஆக்ஸிஜன் ஒடுக்கமும் ஒருங்கே ஒரே சமயத்தில் நிகழ்கின்றன. ஒரு பொருள் ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடையும்போது, மற்ற பொருள் ஆக்ஸிஜன் ஒடுக்கம் அடைகிறது. ஆக்ஸிஜனேற்றி என்பது, ஒரு பொருளிலிருந்து எலக்ட்ரானை நீக்கும் பொருளாகவும், ஆக்ஸிஜன் ஒடுக்கி என்பது, ஒரு பொருளுக்கு எலக்ட்ரானை வழங்கும் பொருளாகவும் வரையறுக்கப்படுகிறது.

ஆக்ஸிஜனேற்ற எண்கள்
(Oxidation numbers)

ஆக்சிஜனேற்றம், ஒடுக்கம் ஆகிய வினைகளை விளக்க ஆக்சிஜனேற்றஎண்கள் பெரிதும் பயனுகின்றன. ஆக்சிஜனேற்ற

எண்கள், எல்லா அணுக்கள், தனிம நிலையில் உள்ளவை, சேர்ம நிலைகளில் உள்ளவை, சமவலுப்பிணைப்பு கொண்டவை, அயனிப்பிணைப்பு கொண்டவை ஆகிய எல்லாவகைப் பொருள்களுக்கும் பொருள் தரக்கூடிய பொதுவான கோட்பாடாகும்.

ஒரு தனிமத்தின் ஆக்சிஜனேற்ற எண் என்பது அதன் இணை திறனையும், மின் தன்மையையும் குறிக்கும் எண்ணாகும். ஒரு தனிமத்தின் அணு, வேதிக் கூடுகையில் பங்கு பெறும்போது அது இழக்கும் அல்லது ஏற்கும் எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கையே அதன் இணைதிறனாகும். சோடியம் குளோரினுடன் சேரும்போது ஓர் எலெக்ட்ரானை இழக்கிறது. குளோரின் ஓர் எலெக்ட்ரானை ஏற்றுக் கொள்கிறது. எனவே, சோடியத்தின் இணைதிறன் =1. சோடியம் அணு ஓர் எலெக்ட்ரானை இழப்பதால் ஒரு நேர்மின் தன்மையைக் கொண்ட ஒரு சோடியம் அயனி (Na^+) உண்டாகிறது. எனவே, சோடியத்தின் ஆக்சிஜனேற்ற எண் $=+1$. குளோரின் ஓர் எலெக்ட்ரானைப் பெறுவதால் இதன் இணைதிறன் =1. ஓர் எலெக்ட்ரான் இதில் அதிகமாவதால் ஓர் அலகு எதிர் மின் தன்மையைக் கொண்ட குளோரைடு அயனி (Cl^-) கிடைக்கிறது. எனவே, குளோரினின் ஆக்சிஜனேற்ற எண் $= -1$.

மக்னீசயம் ஆக்சைடில் (MgO) மக்னீசயம் இரண்டு எலெக்ட்ரான்களை இழக்கிறது. இதனால் இதன் இணைதிறன் = 2. மக்னீசயத்தின் ஆக்சிஜனேற்ற எண் $=+2$. ஆக்சிஜன் இரண்டு எலெக்ட்ரான்களை ஏற்கிறது. இதன் இணைதிறன் =2. ஆக்சிஜனேற்ற எண் $=-2$.

எனவே, ஒரு தனிமத்தின் இணைதிறனையும் மின் தன்மையையும் ஒருங்கே குறித்துக்காட்டுவதுதான் ஆக்சிஜனேற்ற எண்ணாகும்.

ஆக்சிஜனேற்ற எண்ணை நிர்ணயிக்கும் விதிகள்

கீழ்க்கண்ட விதிகளின் அடிப்படையில் ஒரு சேர்மத்திலுள்ள ஒரு தனிமத்தின் ஆக்சிஜனேற்ற எண்ணை நிர்ணயிக்கலாம்:

(1) எந்தத் தனிமத்துடனும் இணையாமல் தனித்த நிலையில் (free state) உள்ள தனிமத்தின் (உலோகம் அல்லது அலோகம்) ஆக்சிஜனேற்ற எண் பூச்சியமாகும். சான்றாக Cl, Cl_2 இவற்றின் ஆக்சிஜனேற்ற எண் பூச்சியமாகும்.

(2) எளிய ஓரணு அயனியின் ஆக்சிஜனேற்ற எண் அதன் மின்னேற்றத்திற்குச் சமமாகும். பல அணுக்களைக் கொண்ட அயனியின் மின்னேற்றமும், அதிலுள்ள அணுக்களின் மொத்த ஆக்சிஜனேற்ற எண்களும் சமம்.

Cl^- (−1); Br^- (−1); O^{--} (−2); Fe^{+++} (+3)

(3) ஹைட்ரஜனும் உலோகங்களும் நேர்மின் இணை திறனைப் (positive valency) பெற்றுள்ளன. ஹைட்ரஜன் அதனுடைய சேர்மங்களில் பெற்றுள்ள ஆக்சிஜனேற்ற எண் +1 ஆகும்.

Na^+ (+1); Fe^{++} (+2); K^+ (+1); H^+ (+1); Al^{+3} (+3).

(4) அலோகங்களும் அமில மூலங்களும் எதிர்மின் இணை திறனைப் பெற்றுள்ளன. ஆக்சிஜன் அதனுடைய சேர்மங்களில் பெற்றுள்ள ஆக்சிஜனேற்ற எண் −2 ஆகும்.

(5) ஒரு சேர்மத்தின் வாய்பாட்டிலுள்ள அணுக்களினுடைய ஆக்சிஜனேற்ற எண்களின் கூட்டுத் தொகை பூச்சியமாகும். சான்றுகச் சோடியம் குளோரைடு சேர்மத்தில் ஆக்சிஜனேற்ற எண்களின் கூட்டுத்தொகை

$Na^{+1}\ Cl^{-1} = 0$. நீர்: $2\ H^+\ O^{-2} = 0$

ஃபெர்ரஸ் சல்ஃபேட்: $Fe^{+2}\ S^{+6}\ O_4^{-8}$

அம்மோனியா: $N^{-3}\ H_3^{+3}$

அம்மோனியம் நைட்ரேட்: $(N^{-3}\ H_4^{+4}\ N^{+5}\ O_3^{-6})$

(6) சமவலுச் சேர்மங்களில் பிணைப்பிலுள்ள இரு எலெக்ட்ரான்கள் அதிக எலெக்ட்ரான் கவர் ஆற்றல் உள்ள தனிமத்தைச் சார்ந்துள்ளதாகக் கருதப்படுகின்றன. அதிக எலெக்ட்ரான் கவர் ஆற்றலுள்ள தனிமத்தின் ஆக்சிஜனேற்ற எண் எதிர்க்குறியையும், அதிக எலெக்ட்ரோபாஸிடிவ் அல்லது நேர் மின் தன்மையுள்ள தனிமத்தின் ஆக்சிஜனேற்ற எண் நேர்க் குறியையும் தாங்கியுள்ளன. சான்றுக ஹைட்ரஜன் குளோரைடு வாயு ஒரு சமவலு மூலக்கூறு. இம் மூலக்கூறில் ஹைட்ரஜனுக்கு +1, குளோரினுக்கு −1 ஆகிய ஆக்சிஜனேற்ற எண்கள் வழங்கப்பட்டுள்ளன.

ஒரு சேர்மத்திலுள்ள ஒரு தனிமத்தின் அணுக்களின் ஆக்சிஜனேற்ற எண்களைக் கண்டறிய மேற்கண்ட விதிகள் மிக்க பயனுள்ளவையாகின்றன. சில சான்றுகள் அடுத்த பக்கத்தில் தரப்பட்டுள்ளன:

சல்ஃபூரிக் அமிலத்தில் சஃல்பரின் ஆக்சிஜனேற்ற எண் கணக்கிடுதல்

சல்ஃபூரிக் அமிலம், H_2SO_4-ன், மொத்த ஆக்சிஜனேற்ற எண் = 0. இரண்டு ஹைட்ரஜன் அணுக்களின் ஆக்சிஜனேற்ற எண்கள் + 2. ஒவ்வோர் ஆக்சிஜனுக்கும் ஆக்சிஜனேற்ற எண் — 2. நான்கு ஆக்சிஜன் அணுக்களுக்கு மொத்த ஆக்சிஜனேற்ற எண் — 8. ஹைட்ரஜன், ஆக்சிஜன் அணுக்களின் மொத்த ஆக்சிஜனேற்ற எண் = — 6. $(-8+2=6)$. இதனால் சல்ஃபரின் ஆக்சிஜனேற்ற எண் = +6. எனவே, சல்ஃபூரிக் அமிலத்தின் மொத்த ஆக்சினேற்ற எண் பூச்சியமாகும்.

கணக்கு:

(1) பொட்டாசியம் பர்மாங்கனேட்டில் மாங்கனீசின் ஆக்சிஜனேற்ற எண்ணைக் கணக்கிடுக.

மாங்கனீசின் ஆக்சிஜனேற்ற எண் + x எனக்கொள்வோம்.

பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட்டில் $K^{+1}\ Mn^{+x}\ O_4^{(4-2)}$

$$KMnO_4 = 1 + x - 8 = 0$$

$$x = +7$$

எனவே, மாங்கனீசின் ஆக்சிஜனேற்ற எண் = + 7

(2) பொட்டாசியம் டைகுரோமேட்டில் குளோரியத்தின் ஆக்சிஜனேற்ற எண் யாது?

$$K_2Cr_2O_7 = K_2^{2\times(+1)}\ Cr_2^{2\times(+x)}\ O_7^{7x-2}$$

$$= +2+x-14 = 0$$

$$2x = +12$$

$$x = +6$$

குரோமியத்தின் ஆக்சிஜனேற்ற எண் = +6

(3) பொட்டாசியம் பெர்குளோரேட்டில் குளோரினின் ஆக்சிஜனேற்ற எண்ணைக் கணக்கிடுக.

$$KClO_4 = K^{+1}Cl^{+x}O_4^{4\times(-2)}$$

$$= +1+x-8 = 0$$

$$x = +7$$

∴ குளோனின் ஆக்சிஜனேற்ற எண் = + 7

ஆக்சிஜனேற்ற எண் கோட்பாட்டின் அடிப்படையில் ஆக்சிஜனேற்றம், ஒடுக்கம் ஆகியவற்றிற்குப் புதியதொரு

வரை விலக்கணம் கொடுக்கப்படுகிறது. ஆக்சிஜனேற்ற எண் அதிகரித்தல் ஆக்சினேற்றம் எனவும், ஆக்சிஜனேற்ற எண் குறைதல் ஒடுக்கம் எனவும் பெயர் பெறுகின்றன.

கீழ்க்கண்ட எடுத்துக்காட்டு இக் கோட்பாட்டை நன்கு விளக்குகிறது.

ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடும், குளோரினும் கீழ்க்கண்டவாறு வினைபுரிகின்றன:

$$H_2S^{-2} + {}^{\circ}Cl_2 \longrightarrow 2HCl^{-} + S^{\circ}$$

சல்ஃபரின் ஆக்சினேற்ற எண்—2-லிருந்து 0-க்கு அதிகரிக்கிறது. இதனால் சல்ஃபைடு அயனி சல்ஃபராக ஆக்சிஜனேற்றமடைகிறது. குளோரினின் ஆக்சிஜனேற்ற எண் 0-லிருந்து −1 ஆகக்குறைகிறது. இதனால் குளோரின் ஆக்சிஜன் ஒடுக்கமடைகிறது.

அயனிச்சமன்பாடுகள் (Ionic Equations)

வேதிவினைகளின் சமன்பாடுகளை அயனிகளின் மூலம் விளக்குவது அயனிச் சமன்பாடு எனப்படுகிறது. சோடியம் ஹைட்ராக்சைடு ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலத்தால் நடுநிலையாக்கப்படும் வினையை எடுத்துக்கொள்வோம். இவ்விரண்டு சேர்மங்களும் வீரியமுள்ள மின்பகு பொருள்கள் (strong electrolytes). இதனால் இவை இரண்டும் அயனிகளாகவே இருக்கின்றன. உண்டாகும் வினை பொருளான சோடியம் குளோரைடும் அயனியாகவே உள்ளது.

$$NaOH + HCl \longrightarrow NaCl + H_2O$$

$$Na^{+} + OH^{-} + H^{+} + Cl^{-} \longrightarrow Na^{+} + Cl^{-} + H_2O$$

இரு பக்கங்களிலும் பொதுவாக உள்ள அயனிகளை நீக்கி விட்டால் கிடைக்கும் சமன்பாடு: $H^{+} + OH^{-} \longrightarrow H_2O$

சிங்க் காப்பர் சல்ஃபேட் கரைசலுடன் சேர்க்கப்பட்டால் காப்பர் வீழ்படிவாகிறது. சிங்க் சல்ஃபேட் உண்டாகிறது. காப்பர் சல்ஃபேட், சிங்க் சல்ஃபேட் ஆகிய இரண்டிலும் அணுக்கள் அயனிகளாகவே இருக்கின்றன.

$$Zn + Cu^{++} + SO_4^{--} \longrightarrow Cu + Zn^{++} + SO_4^{--}$$

அல்லது $Zn + Cu^{++} \longrightarrow Cu + Zn^{++}$

மங்கனீச டைஆக்சைடால் ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலம் ஆக்சிஜனேற்றம் அடையும் வினைக்குக் கீழ்க்கண்டவாறு அயனிச் சமன்பாடு எழுதலாம்:

$$HCl + MnO_2 \longrightarrow Cl_5 + MnCl_2 + H_9O$$

குளோரினின் ஆக்சிஜனேற்ற எண் −1. இந் நிலையில் இது குளோரைடு அயனியாக உள்ளது. தனிமநிலையில் இதன் ஆக்சிஜனேற்ற எண் பூச்சியமாகும்.

ஆக்சிஜனேற்ற வினை

$$2Cl^- \longrightarrow Cl_2\uparrow + 2e^- \qquad ...(1)$$

MnO_2-ல் உள்ள +4 ஆக்சிஜனேற்ற நிலையிலிருக்கும் மங்கனீசயம் $MnCl_2$-ல் +2 ஆக்சிஜனேற்ற நிலைக்கு ஒடுக்கமடைகிறது.

ஆக்சிஜன் ஒடுக்கவினை: $Mn^{4+}O_2 + 2e^- \longrightarrow Mn^{2+}$

மேற்கண்ட சமன்பாட்டில் 2 ஆக்சிஜன் அணுக்கள் உள்ளன. இச்சமன்பாட்டைச் சமப்படுத்துவதற்கு $4H^+$ஐ இடப்புறம் சேர்க்க வேண்டும். இப்போது சமன்பாடு கீழ்க்கண்டவாறு மாறுகிறது:

$$Mn^{4+}O_2^{4-} + 2e^- + 4H^+ \longrightarrow Mn^{++} + 2H_2O \qquad ...(2)$$

சமன்பாடுகள் (1), (2) ஆகியவற்றைக் கூட்ட

$$2Cl^- + MnO_2 + 4H^+ \longrightarrow Mn^{2+} + Cl_2\uparrow + 2H_2O$$

இவ்வாறு அயனிச் சமன்பாடுகளைச் சமப்படுத்துவதற்குக் கீழ்க்கண்ட முறைகளைப் பின்பற்ற வேண்டும்.

(1) கொடுக்கப்பட்ட வினையின் சமப்படுத்தப்படாத சமன்பாட்டை முதலில் எழுத வேண்டும்,

(2) எந்த ஓர் அயனி, அணு, மூலக்கூறு அல்லது உறுப்பு ஆக்சிஜனேற்றமடைகிறதோ அதற்கான சமன்பாட்டை எழுத வேண்டும்.

(3) ஆக்சிஜன் ஒடுக்கம் நிகழும் சமன்பாட்டையும் அமைத்துக்கொள்ள வேண்டும்.

(4) ஆக்சிஜனைச் சமன் செய்வதற்கு தேவைப்படும் நீர் மூலக்கூறுகளைச் சேர்த்துக்கொள்ள வேண்டும்.

(5) ஹைட்ரஜனைச் சமன்செய்வதற்குத் தேவைப்படும் H^+ அயனிகளைச் சேர்க்க வேண்டும்.

(6) தற்போது சமன்பாட்டின் இருபுறமும் மின்னேற்றம் சமமாக இருக்கச் செய்ய வேண்டும்.

(7) இரண்டு பாதி சமன்பாடுகளையும் ஒன்ருகச் சேர்க்க வேண்டும். சேர்க்கும்போது இரண்டிலும் காணப்படும் எலெக்ட்ரான்களின் எண்ணிக்கை சமமாக இருக்க வேண்டும்.

(8) முடிந்தவரை இரு பக்கமும் காணப்படும் ஒரே உறுப்புகளை நீக்க வேண்டும்.

காரத்தன்மையுள்ள சூழ்நிலையில் சமன்பாடுகளை சமன் செய்ய மேற்கண்ட அடிப்படைக்கருத்துக்களையே மேற்கொள்ளலாம். ஆனல் முடிவில் எத்தனை H^+ அயனிகள் இருக்கின்றனவோ அத்தனை $(OH)^-$ அயனிகளை இரண்டு பக்கமும் சேர்க்க வேண்டும்; ஏனெனில், இந்தவினை காரத்தன்மையான சூழ்நிலையில் நிகழ்கிறது.

காரமயமான $KBrO$ஐ $(NH_4)_2SO_4$-உடன் வினைப்படுத்தினல், BrO^-அயனி Br^- அயனியாக ஒடுக்கம் அடைகிறது. அதே சமயத்தில் NH_4^+ அயனி N_2 ஆக ஏற்றம் அடைகிறது. இவ்வினையைப் பின்வருமாறு சமன்செய்யலாம்:

(i) $BrO^- \longrightarrow Br^-$

$BrO^- \longrightarrow Br^- + H_2O$

$2H^- + BrO^- \longrightarrow Br^- + H_2O$

$2e^- + 2H^+ + BrO^- \longrightarrow Br + H_2O$ (ஒரு பாதிச் சமன்பாடு)

(ii) $NH_4^+ \longrightarrow N_2$

$2NH_4^+ \longrightarrow N_2 + 8H^+$

$2NH_4^+ \longrightarrow N_2 + 8H^+ + 6e^-$ (மற்ருெருச் சமன்பாடு)

இரண்டையும் சேர்க்க,

(ii) $2NH_3^+ \longrightarrow N_2 + 8H^+ + 6e^-$

(i) $[2e^- + 2H + BrO^- \longrightarrow Br^- + H_2O] \times 3$

$2NH_4^+ + 3BrO^- \longrightarrow 3Br^- + N_2 + 3H_2O + 2H^+$

$2NH_4^+ + 3BrO + 2OH^- \longrightarrow 3Br^- + N_2 + 3H_2O + [2H^+ + 2OH^-]$

$2NH_4^+ + 3BrO^- + 2OH^- \longrightarrow 3Br^- + N_2 + 5H_2O$

ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம் (பொட்டாசியம் பெர்மாங் கனேட்டால் அமில ஊடகத்தில் குளோரினாக ஆக்சிஜனேற்ற மடையும் வினைகீழே தரப்பட்டுள்ளது:

$HCl + KMnO_4 \longrightarrow KCl + MnCl_2 + H_2O + Cl_2$

ஆக்சிஜனேற்ற வினை: குளோரின் அயனி குளோரினாக ஆக்சிஜனேற்றமடைகிறது.

$2Cl^- \longrightarrow Cl_2 \uparrow + 2e$

ஆக்சிஜன் ஒடுக்கவினை: MnO_4^- அயனியில் Mn-ன் ஆக்சிஜனேற்ற நிலை + 7 ஆகும். மாங்கனீச குளோரைடில் உலோகத்தின் வலு எண் + 2, இச் சேர்மத்தில் மங்கனீசின் ஆக்சிஜனேற்ற நிலை + 2. + 7 நிலையிலிருந்து +2 நிலைக்கு ஒடுக்கமடைய மாங்கனீசு 5 எலெக்ட்ரான்களை எடுத்துக் கொள்ள வேண்டும்.

$MnO_4^- + 5e^- \longrightarrow Mn^{++}$

இச் சமன்பாட்டைச் சமப்படுத்த இடப்பக்கம் $8H^+$ ஐச் சேர்க்க வேண்டும்.

$MnO_4 + 8H^+ + 5e^- \longrightarrow Mn^{++} + 4H_2O$ ...(2)

ஆக்சிஜனேற்ற வினையில் இழக்கப்பட்ட எலெக்ட்ரான்கள் ஒடுக்க வினையில் பயன்படுத்தப்பட வேண்டும்; எனவே, (1) ஆவது சமன்பாட்டை 5ஆம் (2)ஆவது சமன்பாட்டைஇரண் டாலும் பெருக்கி, இவ்விரண்டு சமன்பாடுகளையும் கூட்டினால் கீழ்க்கண்ட சமன்பாடு கிடைக்கிறது:

$10Cl^- + 2MnO_4^- + 16H^+ \longrightarrow 2Mn^{++} + 8H_2O + 5Cl_2 \uparrow$

வினாக்கள்

1. கீழ்க்கண்ட சேர்மங்களிலுள்ள தனிமங்களின் ஆக்சிஜ னேற்ற எண்கள் யாவை? (a) HNO_2; (b) MnO_2; (c) K_2MnO_4; (d) $K_2Cr_2O_7$· (e) Cr_2O_3; (f) H_2O; (g) $H_2S_2O_7$

2. கீழ்க்கண்ட அயனிச் சமன்பாடுகளைச் சமப்படுத்துக:

(a) $Cl_2 + I^- \longrightarrow I_2 + Cl^-$

(b) $S_2O_3^{--} + I_2 \longrightarrow S_4O_6^{--} + I^-$

(c) $ClO_4^- + Sn^{++} \longrightarrow Cl^- + Sn^{4+}$

3. கீழ்க்கண்ட வினைகளுக்கு அயனிச் சமன்பாடுகளை எழுதுக:

(a) HCl, $K_2Cr_2O_7$ ஆல் ஆக்சிஜனேற்றப்படுதல்.

(b) Cl^2H_2 Sஐ ஆக்சிஜனேற்ற மடையச் செய்தல்.

(c) ஃபெர்ரஸ் இரும்பு, $KMnO_4$ ஆல் ஆக்சிஜனேற்றப்படுதல்.

17. வேதி வினைவேக இயல்

(Chemical Kinetics)

வேதியியலில் காணப்படும் பல வினைகள், வெப்பநிலை, அழுத்தம், அடர்வு போன்ற சூழ்நிலைகளில் ஏற்படும் மாற்றங்களினுல், தங்கள் வினை வேகங்களிலும் மாறுபாடு கொண்டு விளங்குகின்றன. சில வினைகள் மிக வேகமாகச் செயல்பட்டு கண நேரத்தில் நடைபெறுகின்றன. சான்ருக ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலமும், சோடியம் ஹைட்ராக்சைடும் மிக வேகமாக வினைபட்டு நடுநிலைப் பொருளான உப்பையும் நீரையும் தருகின்றன. மாருக, சில வினைகள் மிக மெதுவாகச் செயல்படுகின்றன. எடுத்துக்காட்டாக, சாதாரண வெப்ப நிலை அழுத்தத்தில் ஹைட்ரஜன், ஆக்சிஜன் இருவாயுக்களையும் ஒன்று சேர்த்து வைத்தால் எவ்வித மாற்றமும் ஏற்படுவதில்லை. இதற்குக் காரணம் இச் சூழ்நிலைகளில், இவ்வினையின் வேகம் மிகக்குறைவு. ஆனல், தூள் நிலையிலுள்ள பிளாட்டினம் வினை வேகமாற்றியையோ அல்லது ஒரு மின் பொறியையோ இவ்வாயுக் கலவையுடன் சேர்த்தால், ஹைட்ரஜனும், ஆக்சிஜனும ஒரு வெடிச்சத்தத்துடன் இணைந்து நீர் உண்டாகிறது. சாதாரண வெப்ப நிலை, அழுத்த நிலைகளில் இவ்வினை மிகமெதுவாக நடைபெறுகிறது. பொதுவாகக் கரிம வினைகள் (orgnic reactions) மிக வேகமாக நடைபெறுகின்றன. இவையெல்லாம் அயனிகளுக்கிடையே நிகழும் வினைகள், மூலக்கூறுகளுக்கிடையே நிகழும் வினைகளான கனிம வினைகள் (Inorganic reactions) மிக மெதுவாகச் செயல்படுகின்றன. இவ்விரு வகை வினைகளுக்கும் நடுவே பலவினைகள் சாதாரண வெப்பநிலைகளில் அணுகத்தக்க வேகங்களுடன் செயல்படுகின்றன. ஒரு வேதிவினையின் வேகத்தைக் கொண்டு அவ்வினை வேகமாக அல்லது மெதுவாகச் செயல்படுகிறது எனக்கண்டறியலாம்.

வேதிவினைகளைப்பற்றி ஆராய்ந்து, அவற்றின் வேகத்தைச் சூழ்நிலைகள் எவ்விதம் பாதிக்கின்றன என்று அறிவது வேதி வினைவேக இயல் சோதனைகளின் அடிப்படையாகும்.

வேதிவினையின் வேகத்தை, ஒரு குறிப்பிட்ட கால அளவில் சிதைந்து மறைந்த வினைப்பொருள், அல்லது தோன்றும் விளை பொருள் ஆகியவற்றின் எடையிலிருந்து அல்லது அளவிலிருந்து கணக்கிடலாம். அதாவது பல கால இடைவெளிகளில் அடர்விலேற்படும் மாற்றங்களைக் கண்டறிந்து வேகத்தைக் கணக்கிடுகிறோம். அடர்வு மோல்கள்/லிட்டர் என்ற அலகிலும் விளையின் வேகம் ஓர் அலகு நேரத்தில் வினைபடு பொருளின் அடர்வுமாற்றமாகவும் கொடுக்கப்படுகிறது. வினை வேகங்களைக் கண்டறிய உதவுவது வேதி வினைவேக இயலாகும்.

வேதிவினைகள் பல்வகைப்படும். இவற்றில் முக்கிய மானவை: மீள்தன்மையுள்ள, வினைகள் மீள்தன்மையற்ற வினைகள் (Reversible and irreversible reactions)

மீள்தன்மையற்ற வினையென்பது ஒரே திசையில் சென்று முடிவடைகிறது. இவ் வினைகளில் உண்டாகும் விளைபொருள்கள் திரும்பவும் வினைப்பட்டு வினைபடு பொருள்களைக் கொடுப் பதில்லை. சான்றுகள்:

(1) $C_{12}H_{22}O_{11} \xrightarrow{H_2SO_4} 12C + 11H_2O$

(2) $2H_2 + O_2 \longrightarrow 2H_2O$

(3) $2KClO_3 \xrightarrow{\Delta} 2KCl + 3O_2 \uparrow$

சில வினைகளில் முன்னோக்கிய, பின்னோக்கிய வினைகள் ஒரே சமயத்தில் நிகழ்கின்றன. அதாவது உண்டான வினை பொருள்கள் மீண்டும் இணைந்து வினைபடு பொருள்களைக் கொடுக்கின்றன. இத்தகைய வினைகள் மீள்தன்மையுள்ள வினைகளாகக் கருதப்படுகின்றன. இவ்வினைகளுக்குச் சில சான்றுகள் கீழே தரப்பட்டுள்ளன:

(1) $Cl + H_2O \rightleftharpoons HCl + HClO$

(2) $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$

(3) $CaCO_3 \rightleftharpoons CaO + CO_2 \uparrow$

(4) $2SO_2 + O_2 \rightleftharpoons 2SO_3$

மேற்கண்ட சமன்பாடுகளில் காணும் இரு பக்க அம்புக் குறிகள் முன்னோக்கிய வினை, பின்னோக்கிய வினை இவற்றைக் குறிக்கின்றன.

ஒரு வினையின் ஆரம்பத்தில் முன்னோக்கிய வினை, பின்னோக்கிய வினையைவிட அதிகவேகமாகச் செயல்படுகிறது. விளையும் பொருள்கள் அதிகமாக உண்டாகும்போது முன்னோக்கிய வினையின் வேகம் குறைகிறது; பின்னோக்கிய வினையின் வேகம் அதிகமாகிறது. ஒரு குறிப்பிட்ட கால அளவுக்குப் பிறகு முன்னோக்கிய, பின்னோக்கிய வினைகளின் வேகங்கள் சமமாகின்றன. இச் சூழ்நிலையில் வினை சமநிலையை அடைந்ததாகக் கருதப்படுகிறது. இச்சமநிலை ஓர் இயங்குச் சமநிலையாகும் (dynamic equilibrium). இந் நிலையில் விளைந்த பொருள்களின் மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கை, வினையில் திரும்பக் கிடைத்த வினைபடு பொருள்களின் மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கைக்குச் சமமாக இருக்கும். வினை இரு புறங்களிலும் நிகழ்ந்தாலும், வினைபடு பொருள்கள், விளைந்த பொருள்கள் ஆகியவற்றின் அடர்வு ஒரு நிலையான மதிப்பைப் பெறுகின்றது. இப்போது வினை முடிந்துவிட்டதுபோல் தோன்றுகிறது.

வினை நடைபெற்றுக் கொண்டிருக்கும்போது, வினை பொருளின் அடர்வு குறைந்து கொண்டே செல்லும். அதனால் நேரம் செல்லச் செல்ல வினை வேகவீதமும் (Rate of reaction) குறைந்துகொண்டே செல்லும். எனவே, வினை வேகத்தைச் சரியாக அறிய, மிகச்சிறிய இடைநேரத்தில் வினை பொருளின் அடர்வில் எவ்வளவு அடர்வு மாற்றத்திற்கு உட்பட்டிருக்கிறது என்பதைக் கண்டறியவேண்டும். இந்த இடை நேரத்தில் வினைவேகம் மாறுமல் இருக்கிறது எனக் கொள்ளலாம்.

மிகச்சிறிய இடைநேரம் dt என்றும், இச் சிறிய இடை நேரத்தில் மாற்றம் அடைந்த பொருளின் அடர்வு dc என்றும் கொள்வோம். எனவே இச் சிறிய இடைநேரத்தில்

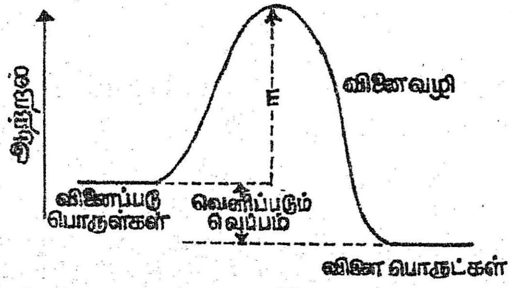
$$\text{வினைவேகம்} = dc/dt.$$

வினைவேகத்தைப் பாதிக்கும் காரணக்கூறுகள்

மிக மெதுவாகச் செயல்படும் வினைகளை ஊக்குவிக்க வினைபடும் பொருள்களைச் சூடுபடுத்த வேண்டும். வெப்பநிலை அதிகரிக்கும்போது, வினைவேகம் அதிகரிக்கிறது. இதனுல் சில வினைகளின் வேகம் வெப்பநிலை உயர்வுடன் குறைகிறது.

சில வெப்பம் வெளிவிடு வினைகள் (exothermic reactions) அறை வெப்பநிலையில் தானாக நிகழ்வதில்லை. ஆனால், இவ் வெப்பநிலையில் தானாக நிகழும் உட்கொள்ளும் வினைகள் (endothermic reactions) இருக்கின்றன. இத் தோற்றப்பாடுகளையும், வெப்பநிலையுடன் வினை வேகவீதம் அதிகரித்தலையும் 'கிளர்வுகொள் ஆற்றல்' (activation energy) கோட்பாட்டின் மூலம் விளக்கலாம். ஒரு வேதிவினை நடைபெறுவதற்கு வினைபடு பொருள்களின் மூலக்கூறுகளுக்கிடையே மோதல்கள் நிகழ வேண்டும். ஆனால், மோதல்களில் எல்லாம் பயன்தரத்தக்க விதமாக அமையவில்லை. மோதிக் கொள்ளும் மூலக்கூறுகளின் ஆற்றல் 'கிளர்வு ஆற்றலுக்கு'ச் சமமாக இருக்க வேண்டும்.

வினைபடு பொருள்களின் மூலக்கூறுகளைக் கிளர்வுற்ற நிலையை அடையச் செய்வதற்குத் தேவைப்படும் ஆற்றலைக் கிளர்வுகொள் ஆற்றல் என்கிறோம்.



படம் 43.

கிளர்வுகொள் ஆற்றல்

மேலே கொடுக்கப்பட்டுள்ள படம் வினை நிகழும் வழியைக் காட்டுகிறது. மூலக்கூறுகள் கிளர்வுற்ற நிலையை அடைந்த பின்பே வினைபொருள்களாக மாறுகின்றன. எனவே, ஒரு வினையின் வேகத்தை நிர்ணயிப்பது கிளர்வுகொள் ஆற்றலாகும். ஒரு வினையின் கிளர்வுகொள் ஆற்றல் அதிகமாக இருப்பின் அவ் வினை மெதுவாக நடைபெறும். வினைபொருள்கள் வினைபுரிய வேண்டுமானால் முதலில் அவை ஓர் ஆற்றல் எல்லையைக் (energy barrier) கடக்க வேண்டும். ஒரு வினை வேக மாற்றி கிளர்வு கொள் ஆற்றலைக் குறைக்கிறது. இதனால் அதிக மூலக்கூறுகள் ஆற்றல் எல்லையைக் கடக்கின்றன. வினை துரிதமாகச் செயல்படுகிறது. வெப்பநிலை அதிகரித்தால், அதிக ஆற்றல் பெற்றுள்ள மூலக்கூறுகளின் எண்ணிக்கை அதிகரிக்கிறது. இதனால் வினையின் வேக வீதம் அதிகரிக்கிறது.

(2) வினைபடுபொருள்களின் இயற்பியல் நிலைமை

ஒரு வினையின் வேகவீதம், அதில் பங்கு கொள்ளும் வினைபடு திண்மத்தின் நிலையைச் சார்ந்துள்ளது. சான்றாக நன்கு தூளாக்கப்பட்ட இரும்புத்தூள், இரும்புக் கட்டிகளைவிட வேகமாக வினைப்படுகிறது. நன்கு தூளான சிங்க், சிங்க் கட்டிகளைவிட வேகமாக அமிலத்தில் கரைகிறது.

(3) வினை வேகமாற்றி

எவ்வித நிரந்தர வேதி மாற்றத்தையும் வினையின் இறுதியில் அடையாமல், வினையின் வேகத்தை மாத்திரம் மாற்றியமைக்கும் பொருள்களுக்கு வினை வேகமாற்றிகள் எனப்பெயர். சான்றாக, ஆக்சிஜனைத் தயாரிக்க, பொட்டாசியம் குளோரேட்டுடன் மங்கனீச டைஆக்சைடு சேர்த்தால் வினை குறைந்த வெப்பநிலையிலும் மிக வேகத்துடன் நடைபெறுகிறது. காரீய அறை முறையில் சல்ஃபர் டைஆக்சைடை, சல்ஃபர்ட்ரை ஆக்சைடாக ஆக்சிஜனேற்றம் செய்ய நைட்ரஜனின் ஆக்சைடுகள் பயன்படுகின்றன. சிறிய அளவு வினை வேக மாற்றி வினையின் வேகத்தை மிக அளவில் அதிகரிக்கச் செய்யப் போதுமானதாகும். சில வினை வேகமாற்றிகள் வினையின் வேகத்தைக் குறைக்கவும் செய்கின்றன. எடுத்துக்காட்டாக சிறிதளவு சல்ஃபூரிக் அமிலம், ஹைட்ரஜன் பெராக்சைடை விரைவில் சிதைவடையாமல் தடுக்கிறது.

(4) ஒளி

பலவினைகள் ஒளியினால் ஊக்குவிக்கப்படுகின்றன. இவ்வினைகளுக்கு ஒளி வேதி வினைகள் (photochemical reactions) எனப்பெயர். ஹைட்ரஜன், குளோரின் கலந்த கலவை இருளில் வைக்கப்பட்டிருந்தால் எவ்வித வினையும் நிகழ்வதில்லை. சூரிய ஒளியின் முன்னிலையில் இக் கலவை வெடிச் சத்தத்துடன் வினைப்பட்டு ஹைட்ரஜன் குளோரைடு உண்டாகிறது. ஒளியினால் ஊக்குவிக்கப்படும் மற்றொரு வினைக்கு எடுத்துக்காட்டு புகைப்படத் தொழிலில் சில்வர் ஹாலைடுகள் சிதைவடைவதாகும்.

(5) அழுத்தம்

திண்ம வினைப் பொருள்கள் அழுத்தத்தில் ஏற்படும் மாற்றங்களினால் பாதிக்கப்படுவதில்லை. ஆனால், வாயுக்கள் வினைபடும் வினைகளில் அழுத்தத்தின் விளைவு பெருமளவு மாற்றத்தை ஏற்படுத்துகிறது. வாயுக்களின் அழுத்தத்தை அதிகரித்தால் வினையின் வேகமும் அதிகரிக்கும்.

(6) வினைபடுபொருளின் மோலார் அடர்வு

வினைபடுபொருளின் மோலார் அடர்வு அதிகமாக இருந்தால், அதிக அளவில் மூலக்கூறுகளுக்கிடையே மோதல்கள் (collisions) நிகழ்ந்து, வினை சிறப்பாக நடக்கும். எனவே, அடர்வு அதிகமாக இருந்தால் வினையின் வேகமும் அதிகமாக இருக்கும்.

வேதிச் சமநிலை

(Chemical equilibrium)

ஒரு வேதிவினை நிகழும்போது வினைபடுபொருள்கள் (reactants) செயல்பட்டு விளைபொருள்களைக் (products) கொடுக்கின்றன. ஒரு குறிப்பிட்ட கால அளவுக்குப் பிறகு, வினைபடுபொருள்கள் கணிசமான அளவு மாற்றத்திற்குட்படாமலிருக்கும்பொழுதே வினை நின்றுவிடுவதைப்போல் வெளிப்படையாகத் தோன்றுகிறது. வெப்பநிலை, அழுத்தம், அடர்வு ஆகிய காரணக் கூறுகளில் ஏதாவது ஒன்றின் மதிப்பை மாற்றினாலும், விளைந்த பொருள்கள் ஒன்றுகூடி, வினைபடும் பொருள்களைக் கொடுக்கும். வினைகள் மீள்தன்மையுள்ள வினைகள் (Reversible reactions) எனப்படும். ஒரு வினை தன் போக்கில் (spontaneously) இந் நிலையை அடைந்தால், அது சமநிலையை அடைந்ததாகச் சொல்வது வழக்கம்.

வேதிச் சமநிலையில், வினை, நிலைத்து நின்றுவிடுவதாகக் கொள்ளக்கூடாது. சமநிலையில் வினைபடு பொருள்கள் கூடி விளைபொருள்களைக் கொடுக்கும் வேகமும், விளைபொருள்கள் கூடி வினைபடு பொருள்களைக் கொடுக்கும் வேகமும் சமமாக இருப்பதாகக் கருதப்படுகிறது. இச் சமநிலை இயக்கச்சமநிலை (Dynamic equilibrium) எனப் பெயரிடப்படுகிறது.

நிறைதாக்க விதி (Law of Mass Action)

இயக்கம் சார்ந்த சமநிலை என்னும் கருத்து, வேதிச் சமநிலையிலுள்ள வினைபடு பொருள்கள், விளையும் பொருள்கள் இவற்றின் எடைகளுக்குள்ள தொடர்பைக் கணக்கிட ஒருவழி வகுத்துக் கொடுக்கிறது. இத் தொடர்பை முதன் முதலில் குல்ட்பர்க், வாகே (Guldberg and Waage) என்னும் விஞ்ஞானிகள் கண்டுபிடித்தார்கள். நிறைதாக்க விதி எனப்படும் இவ் விதியின்படி, **வேதிவினையின் வேகமும், வினைபடு பொருள்களின் மோலார் அடர்வுகளும் நேர் விகிதச் சமமாயிருக்கின்றன. அல்லது வினைபடு பொருள்களின்**

பொருண்மைக் கிளர்வுகளின் (active mass) பெருக்குத் தொகையும் வேதிவினை வேகமும் நேர்விகிதச் சமமாக இருக்கின்றன. பொருண்மைக் கிளர்வு என்பது மோலார் அடர்வைக் குறிக்கும்.

நிறைதாக்க விதியைக் கணித முறையில் கீழ்வரும் வகையில் கணிக்கலாம்:

ஒரு மீள் வினையை எடுத்துக்கொள்வோம். $A+B \rightleftharpoons C+D$ நிறைதாக்க விதியின்படி முன்னேக்கிய வினையின் வேகம் $\propto$ $[A]$ $[B]$. $[A]$, $[B]$ மூலக்கூறு அடர்வுகளைக் குறிக்கின்றன. இவை மோல்கள் லிட்டர் என்ற அலகால் அளக்கப்படுகின்றன.

முன்னேக்கிய வினையின் வேகம் $= K_1\ [A]\ [B]$

இவ்வாறே பின்னேக்கிய வினையின் வேகம் $\propto [C]\ [D] = K_2\ [C]\ [D]$ இச் சமன்பாடுகளில் K_1, K_2 ஆகியவை மாறிலிகளாகும். சமநிலையில் முன்னேக்கிய வினையின் வேகம் = பின்னேக்கிய வினையின் வேகம்.

$$K_1\ [A]\ [B] = K_2\ [C]\ [D]. \quad \text{அல்லது } K = \frac{K_1}{K_2} = \frac{[C]\ [D]}{[A]\ [B]}$$

இச் சமன்பாட்டிலுள்ள 'K' சமநிலை மாறிலி எனப்படுகிறது. சமநிலையில் வினைபடு பொருள்களின் அடர்வுகளின் பெருக்குத் தொகையை வினைப்படாமல் உள்ள பொருள்களின் பெருக்குத் தொகையால் வகுத்துவரும் ஈவு சமநிலை மாறிலி எனப்படும். இதன் மதிப்பு ஒரு திட்டமான வெப்பநிலையில் மாறுததாக இருக்கும்; இது வினைபடு பொருள்களின் எடையைச் சார்ந்ததல்ல.

சில வினைகளின் சமநிலை மாறிலிகளை கீழ்க்கண்டவாறு அடர்வைச் சார்ந்ததாக விளக்கலாம்:

(1) அம்மோனியா உண்டாதல் (ஹேபர் முறை)

இவ் வினையில் ஒரு கன அளவு நைட்ரஜன் வாயுவுடன் மூன்று கன அளவு ஹைட்ரஜன் வாயுவைக் கலந்து வினைபடுத்தும்போது அம்மோனியா உண்டாகிறது.

$$N_2 + 3\ H_2 \rightleftharpoons 2\ NH_3$$

$$K = \frac{[NH_3]^2}{[N_2]\ [H_2]^3}$$

நைட்ரஜன், ஹைட்ரஜன் ஆகியவற்றின் அடர்வுகளை அதிகரித்தால் K-ன் மதிப்பை மாறாமல் வைத்திருக்க அம்மோனியாவின்

அடர்வும் அதிகரிக்க வேண்டும். வாயுக்கள் வினைபடும் வினைகளிலெல்லாம் அழுத்தம், அடர்வுக்கு நேர்விகித சமமாக இருப்பதால், வினைபடும் வாயுக்களான நைட்ரஜன், ஹைட்ரஜன் ஆகியவற்றின் அழுத்தத்தை அதிகரித்தால் அதிக அளவு அம்மோனியா உண்டாகும்.

(2) சல்ஃபர் ட்ரையாக்சைடு தோன்றும் வினை

பரிசமுறையில் (contact process) சல்ஃபூரிக் அமிலம் தயாரிக்கும்போது, சஃல்பர் டைஆக்சைடு, ஆக்சிஜனுடன் வினைப்பட்டு சல்ஃபர் ட்ரைஆக்சைடாக ஆக்சிஜனேற்றமடைகிறது.

$$2SO_2 + O_2 \rightleftharpoons 2SO_3 \text{ (தொடுகை முறை)}$$

$$K = \frac{[SO_3]^2}{[SO_2]^2[O_2]}$$

நிறைதாக்க விதியின்படி சமநிலை மாறிலி, *K*-ன் மதிப்பை மேற்கண்ட சமன்பாட்டிலிருந்து பெறலாம். அம்மோனியா உண்டாகும் ஹேபர் வினையைப்போலவே இவ்வினையிலும், SO_2, O_2 ஆகியவற்றின் அடர்வின் அதிகரிப்பு அதிக அளவு சல்ஃபர் ட்ரைஆக்சைடைத் தோற்றுவிக்கிறது. எனவே, அதிக அழுத்தம் முன்னேக்கிய வினைக்குச் சாதகமாக அமைகிறது.

லீசாட்லியர், பிரான் விதி (Le chatelier and Brann Principle):

க்கம் சார்ந்த சமநிலைகளின் தன்மைகள், வெப்பநிலை மாற்றம், அழுத்தமாற்றம் இவற்ருல் எப்படி மாறுகின்றன என்பதை லீசாட்லியர்–பிரான் விதியைப் பயன்படுத்திக் கண்டறியலாம். இவ்விதியைக் கீழ்க்கண்டவாறு கூறலாம்:

ஓர் இயக்கம் சார்ந்த சமநிலையிலுள்ள அமைப்பின் வெப்பநிலை, அழுத்தம் போன்ற காரணக்கூறுகளில் மாற்றம் ஏற்படுத்தினுல், அம் மாற்றங்களினுல் ஏற்படும் முடிவுகளை எதிர்க்கும் வகையில் சம நிலை மாறும்.

இவ்விதியைக் கீழ்க்கண்ட இருவினைகளுக்குப் பயன்படுத்துவோம்:

(1) ஹேபர் முறையில் அம்மோனியா தயாரித்தல்

$$N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH, 22{\cdot}4 \text{ கிலோ கலோரிகள்}$$

அம்மோனியா தோற்றும் வினை வெப்பம் உமிழ்வினை (exothenric reaction) ஆகும்.

(a) அழுத்தத்தின் விளைவு (Effect of pressure)

இவ்வினையில் நான்கு வாயுமூலக்கூறுகள் வினைபட்டு இரு அம்மோனியா மூலக்கூறுகளைக் கொடுக்கின்றன. எனவே, இவ்வினை கனஅளவில் குறைவு ஏற்பட்டு நிகழும் வினையாகும். அம்மோனியா வாயு உண்டாகும்போது கனஅளவு குறைகிறது. சமநிலையிலுள்ள இவ்வமைப்பின் அழுத்தத்தை அதிகரிப்பதாக கொள்வோம். இதனால் அமைப்பில் ஏற்படும் விளைவைக் குறைக்கும் வகையில் வாயுக்களின் கன அளவு குறைவு ஏற்பட்டு, உண்டாவதால் அதிக அம்மோனியா வாயு உண்டாகிறது. ஹேபர் முறையில் 200 வளி மண்டல அழுத்தத்தில் அம்மோனியம் தயாரிக்கப்படுகிறது.

(b) வெப்ப நிலையின் விளைவு

அம்மோனியா உண்டாகும் முன்னோக்கிய வினை வெப்பம் உமிழ்வினையாகும். அம்மோனியா சிதைவடையும் பின்னோக்கிய வினைவெப்பம் கொள்வினையாகும், அமைப்பின் வெப்ப நிலையைக் குறைத்தால், இதனால் ஏற்படும் விளைவை நீக்கும் வகையில் வெப்பம் வெளிவிடப்படும். அம்மோனியா தோன்றும் வினை வெப்பம் வெளிவிடும் வினையாதலால், வெப்ப நிலையைக் குறைத்தால், அதிக அளவு அம்மோனியா உண்டாகிறது. ஆனால் வினையை ஊக்குவிப்பதற்கும் அதிக அளவு அம்மோனியா பெறுவதற்கும், 500°C வெப்பநிலையிலும் ஒரு வினை வேக மாற்றியின் முன்னிலையில் இவ்வினை நிகழ்த்தப்படுகிறது.

(2) தொடுகை முறையில் சல்ஃபர் ட்ரைஆக்சைடு தயாரித்தல்

$$2SO_2 + O_2 \rightleftharpoons 2SO_2 + Q \text{ கலோரிகள்}$$

தொடுகை முறையில் சல்ஃபர் ட்ரைஆக்சைடு தயாரிக்கும் வினையும், ஹேபர் முறையைப் போலவே வெப்பம் உமிழ் வினையாகவும், கன அளவு குறைவுடனும் செயல்படுகிறது. எனவே, அதிக அளவு சல்ஃபர்ட்ரைஆக்சைடைப் பெறுவதற்கு, அதிக அழுத்தமும், குறைவான வெப்பநிலையும் உதவி செய்கின்றன. இச் சூழ்நிலைகளில் முன்னோக்கியவினை நன்கு செயல்பட்டு அதிக அளவு சல்ஃபர் ட்ரைஆக்சைடைத் தோற்றுவிக்கிறது.

வினாக்கள்

1. மீள் தன்மையுள்ள, மீள் தன்மையற்ற வினைகளைப்பற்றி விவரி. சமநிலை மாறிலி என்பது யாது?

2. ஒரு வேதிவினையைப் பாதிக்கும் காரணக்கூறுகள் யாவை? அவற்றின் விளைவுகளை விளக்கிக் கூறுக.

3, லீசாட்லியர், பிரான் தத்துவத்தைக்கூறி, கீழ்க்கண்ட வினைகளுக்கு அதை எவ்வாறு பயன்படுத்தலாம் என்று விவரி.

(a) $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3 + Q$ கலோரிகள்

(b) $2SO_2 + O_2 \rightleftharpoons 2SO_3 + Q$ கலோரிகள்

(c) ஒரு வினையின் சமநிலை மாறிலி என்பது யாது? அதன்மதிப்பைக் கீழ்க்கண்ட பொதுவான வினையிலிருந்து எவ்வாறு கண்டறிவாய்?

$A + B \rightleftharpoons C + D$

(d) கீழ்க்கண்ட வினைகளுக்குரிய சமநிலை மாறிலிகளுக்கான சமன்பாடுகளைத் தருவி

(i) $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3 + Q$ கலோரிகள்

(ii) $N_2 + O_2 \rightleftharpoons 3NO - Q$ கலோரிகள்

(iii) $2SO_2 + O_2 \rightleftharpoons 2SO_3 + Q$ கலோரிகள்

18. பருமனறி பகுப்பு

(Volumetric Analysis)

பொருள்களைப் பகுத்து அறிவது வேதியியலின் முக்கிய குறிக்கோள்களில் ஒன்றாகும். வேதியியலில் உள்ள பகுப்பு முறைகள் இருவகைப்படும்: (1) பண்பறி பகுப்பு (Qualitative analysis); (2) அளவறி பகுப்பு (Quantitative analysis). பண்பறி பகுப்பின் மூலம் ஒரு சேர்மத்தில் உள்ள உறுப்புகள் அல்லது தொகுதிகளின் தன்மைகளைக் கண்டறியலாம். ஒரு சேர்மத்தில் உள்ள பொருளின் அளவை அறிந்து கொள்ளப் பயன்படும் பகுப்பு முறைக்கு அளவறி பகுப்பு (Quantitative analysis) எனப் பெயர். சான்றாகக் காப்பர் சல்ஃபேட் உப்பில், காப்பர் கார உறுப்பாகவும், சல்ஃபேட் அமில உறுப்பாகவும் உள்ளதைப் பண்பறி பகுப்பினால் அறியமுடிகிறது. ஆனால், இவ் வுப்பிலுள்ள கூறுகளின் சரியான அளவைத் தெரிந்துகொள்ள அளவறி பகுப்பு உதவுகிறது.

அளவறி பகுப்பை மேலும் இரு வகைகளாகப் பிரிக்கலாம்: அவை: (1) எடையறி பகுப்பு (Gravimetric analysis); (2) பருமனறி பகுப்பு (Volumetric analysis).

எடையறி பகுப்பு

எடையறி பகுப்பில், எடை காணவேண்டிய பொருளை ஒரு கரைசலிலிருந்து கரையாத உப்பாக வீழ்படிவாக்கி, அதன் எடையை நேரடியாகக் கணக்கிடலாம்.

பருமனறி பகுப்பு

இம் முறையில், அளவு காணவேண்டிய பொருளைக் கரைசலாக்கி, இக் கரைசலை மற்றொரு கரைசலுடன் வினைப்படுத்தி,

இவற்றின் கன அளவுகளைக் கணக்கிடுவதன் மூலம், பொருளில் உள்ள கூறுகளின் அளவுகளைக் கண்டறியலாம். பருமனறி பகுப்பு முறையில் சேர்மங்களின் சமான எடைகள் தெரிந்திருக்க வேண்டியது அவசியமாகிறது, பல சேர்மங்களின் சமான எடைகள் கீழே தரப்பட்டுள்ளன.

அமிலத்தின் சமான எடை (Equivalent weight of an acid)

அமிலங்களெல்லாம் உலோகங்களால் பதிலீடு செய்யத்தக்க ஹைட்ரஜனைக் கொண்டுள்ளன.

பதிலீடு செய்யத்தக்க ஒரு சமான எடை ஹைட்ரஜன் அல்லது %0·008 பங்கு எடையுள்ள ஹைட்ரஜனைக் கொண்டுள்ள அமிலத்தின் எடை அதன் சமான எடை எனப்படுகிறது.

ஓர் அமில மூலக்கூறில் உள்ள பதிலீடு செய்யத்தக்க ஹைட்ரஜன் அணுக்களின் எண்ணிக்கையை அமிலத்தின் காரத்துவம் என்கிறோம். அமிலத்தின் மூலக்கூறு எடையை அதன் காரத்துவத்தால் வகுத்தால் அதன் சமான எடையை அடையலாம்.

அமிலத்தின் சமான எடை

$$= \frac{\text{மூலக்கூறு எடை}}{\text{(பதிலீடு செய்யத்தக்க ஹைட்ரஜன் அணுக்களின் எண்ணிக்கை)}}$$

= மூலக்கூறு எடை/அமிலத்தின் காரத்துவம்.

(1) ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலம் (HCl) எளிதில் வெளியேற்றப்படும் ஒரு ஹைட்ரஜன் அணுவைப் பெற்றிருக்கிறது. இதன் மூலக்கூறு எடை 36·45. 36·45 கிராம் அமிலம் 1·008 கிராம் ஹைட்ரஜனைப் பெற்றிருக்கிறது. HCl-ன் சமான எடை= மூலக்கூறு எடை/அதன் காரத்துவம்=36·45/1=36·45/1.

(2) சல்ஃபூரிக் அமிலத்தில் இரண்டு பதிலீடு செய்யத்தக்க ஹைட்ரஜன் அணுக்கள் உள்ளன. சல்ஃபூரிக் அமிலத்தின் (H_2SO_4) மூலக்கூறு எடை=98. அதன் சமான எடை=98/2=49.

(3) ஒரு மூலக்கூறு படிக ஆக்சாலிக் அமிலம் ($H_2C_2O_4 \cdot 2H_2O$) 2×1·008 பங்கு எடையுள்ள பதிலீடு செய்யப்படும் ஹைட்ரஜன் அணுக்களைப் பெற்றிருக்கிறது. எனவே ஆக்சாலிக் அமிலத்தின் சமான எடை=126/2=63.

(4) அசிடிக் அமிலத்தில் (CH_3COOH) ஒரு வெளியேற்றப் படும் ஹைட்ரஜன் அணு உள்ளதால் அதன் காரத்துவம் ஒன்று ஆகும். இதன் மூலக்கூறு எடை = 60. எனவே, இவ்வமிலத்தின் சமான எடை = 60/1 = 60.

காரத்தின் சமான எடை (Equivalent weight of a base)

காரங்கள் அமிலத்துடன் நடு நிலையாக்கல் வினையில் ஈடு பட்டு, உப்பையும், நீரையும் கொடுக்கின்றன.

ஒரு சமான எடை அமிலத்தை முழுவதும் நடுநிலைப் படுத்தத் தேவைப்படும் காரத்தின் எடையே அதன் சமான எடை ஆகும்.

சான்றாக, சோடியம் ஹைட்ராக்சைடு ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்துடன் வினைபட்டு, சோடியம் குளோரைடையும், நீரையும் தருகிறது.

$$NaOH + HCl \longrightarrow NaCl + H_2O$$

இவ்வினையில் ஒரு மூலக்கூறு சோடியம் ஹைட்ராக்சைடு ஒரு மூலக்கூறு ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்துடன் வினைபடு கிறது. அதாவது 40 பங்கு எடையுள்ள காரம் 36·45 பங்கு எடையுள்ள அல்லது ஒரு சமான எடை அளவுள்ள ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலத்தை நடுநிலையாக்குகிறது. எனவே சோடியம் ஹைட்ராக்சைடின் சமான எடை = 40.

$$\text{காரங்களின் சமான எடை} = \frac{\text{காரத்தின் மூலக்கூறு எடை}}{\text{காரத்தின் அமிலத்துவம்}}$$

(காரத்தின் ஒரு மூலக்கூறில் உள்ள (OH) தொகுதிகளின் எண்ணிக்கையே அதன் அமிலத்துவம் எனப்படும்).

பொட்டாசியம் ஹைட்ராக்சைடின் (KOH) அமிலத்துவம் ஒன்று. அதன் மூலக்கூறு எடை = 56.

உப்பின் சமான எடை (Equivalent weight of a salt)

அமிலங்களும், காரங்களும் நடுநிலையாக்கல் வினையில் ஈடு பட்டு உப்புகள் உண்டாகின்றன.

ஒரு சமான எடை அமிலத்தை ஒரு சமான எடை காரத் தால் நடுநிலையாக்கும்போது கிடைக்கும் உப்பின் எடையே அதன் சமான எடை ஆகும்.

$$NaOH + HCl \longrightarrow NaCl + H_2O$$

ஒரு சமான எடை சோடியம் ஹைட்ராக்சைடு, ஒரு சமான எடை ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலத்துடன் வினைபுரிந்து சோடியம் குளோரைடு உண்டாகிறது. எனவே, சோடியம் குளோரைடின் மூலக்கூறு எடையே அதன் சமான எடையாகும்.

$$H_2CO_3 + 2\,NaOH \longrightarrow Na_2CO_3 + 2\,H_2O$$

இரு சமான எடை சோடியம் ஹைட்ராக்சைடு, இரு சமான எடை கார்பானிக் அமிலத்துடன் இணைந்து சோடியம் கார்பனேட் கிடைக்கிறது. எனவே சோடியம் கார்பனேட்டின் சமான எடை=அதன் மூலக்கூறு எடை/2=106/2=53.

ஆக்சிஜனேற்றியின் சமான எடை (Equivalent weight of an oxidising agent)

ஓர் ஆக்சிஜனேற்றி, ஆக்சிஜனேற்றத்திற்குத் தேவையான ஆக்சிஜன் அணுக்களை அளிக்கிறது.

8 பங்கு அல்லது ஒரு சமான எடை ஆக்சிஜனை ஆக்சிஜனேற்றத்திற்குக் கொடுக்கத் தேவைப்படும் ஆக்சிஜனேற்றியின் எடையே அதன் சமான எடை ஆகும்.

பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட்டும், பொட்டாசியம் டைகுரோமேட்டும் ஆக்சிஜனேற்றிகளாகும். இவை நீர்த்த சல்ஃபூரிக் அமிலத்தின் முன்னிலையில் வினைபட்டு ஆக்சிஜன் அணுக்களை அளிக்கின்றன.

$$2KMnO_4 + 3H_2SO_4 \longrightarrow K_2SO_4 + 2MnSO_4 + 3H_2O + 5(O)$$
$$2(39+55+64) \qquad\qquad 5\times16$$

இரு மூலக்கூறு எடையுள்ள பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட், 5 அணுக்கள் அல்லது 80 பங்கு எடையுள்ள ஆக்சிஜனைத் தருகிறது. எனவே 8 பங்கு எடையுள்ள ஆக்சிஜனைக் கொடுக்கும் பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட்டின் எடை $=2\times KMnO_4$-ன் மூலக்கூறு எடை$\times 8/80 = KMnO_4$-ன் மூலக்கூறு எடை$/5=158/5 =31\cdot6$. பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட்டின் சமான எடை= $31\cdot6$.

பொட்டாசியம் டைகுரோமேட்டின் சமான எடையும் இவ்வாறே கணக்கிடப்படுகிறது.

$$K_2Cr_2O_7 + 4H_2SO_4 \longrightarrow K_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + 4H_2O + 3(O)$$
$$(78+104+112=294) \qquad\qquad 3\times16$$

48 பங்கு அஓலது 3 அணுக்கள் ஆக்சிஜனைக் கொடுக்கும் பொட்டாசியம் டைகுரோமேட்டின் எடை=அதன் மூலக்கூறு எடை.

8 பங்கு அல்லது ஒரு சமான எடை அளவுள்ள ஆக்சிஜனை அளிக்கும் பொட்டாசியம் டைகுரோமேட்டின் எடை = மூலக்கூறு எடை × 8/48 = மூலக்கூறு எடை/6 = 294/6 = 49. எனவே, பொட்டாசியம் டைகுரோமேட்டின் சமான எடை = 49.

அயனிக் கோட்பாட்டின்படியும் ஆக்சிஜனேற்றியின் சமான எடையை வரையறுத்துக் கூறலாம்.

ஆக்சிஜன் ஒடுக்கம் அடைவதற்கு ஓர் எலெக்ட்ரானைப் பெறும் ஆக்சிஜனேற்றியின் எடையே அதன் சமான எடையாகும்.

பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட், பொட்டாசியம் டைகுரோமேட் ஆகியவை செயல்படும் வினைகளை கீழ்க்கண்ட அயனி வினைகளாகக் காட்டலாம்.

$$MnO_4^- + 8\,H^+ + 5e^- \longrightarrow Mn^{++} + 4\,H_2O$$
$$Cr_2O_7^{--} + 14\,H^+ + 6e^- \longrightarrow 2\,Cr^{+++} + 7\,H_2O$$

பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட்டின் சமான எடை = மூலக்கூறு எடை/5.

பொட்டாசியம் டைகுரோமேட்டின் சமான எடை = மூலக்கூறு எடை/6.

ஆக்சிஜன் ஒடுக்கியின் சமான எடை (Equivalent weight of a reducing agent)

8 பங்கு எடை அல்லது ஒரு சமான எடை ஆக்சிஜனால் ஆக்சிஜன் ஏற்றம் அடையும் ஆக்சிஜன் ஒடுக்கியின் எடையே அதன் சமான எடை எனப்படுகிறது. (அல்லது) ஆக்சிஜன் ஒடுக்கத்திற்கு ஓர் எலெக்ட்ரானை அளிக்கும் ஆக்சிஜன் ஒடுக்கியின் எடையையும் அதன் சமான எடை என்கிறோம்.

படிக ஃபெர்ரஸ் சல்ஃபேட், படிக ஆக்சாலிக் அமிலம் ஆகியவை ஆக்சிஜன் ஒடுக்கிகளாகும்.

(1) ஃபெர்ரஸ் சல்ஃபேட்டின் சமான எடை

ஃபெர்ரஸ் சல்ஃபேட் சல்ஃபூரிக் அமில ஊடகத்தில் ஓர் அணு ஆக்சிஜனுடன் வினைபட்டு, ஃபெர்ரிக் சல்ஃபேட்டாக ஆக்சிஜனேற்றம் அடைகிறது.

$$2\,FeSO_4 + H_2SO_4 + (O) \longrightarrow Fe_2\,(SO_4)_3 + H_2O$$

படிக ஃபெரஸ் சல்ஃபேட்டின் மூலக்கூறு வாய்பாடு= $FeSO_4 \cdot 7 H_2O$.

2 $FeSO_4 \cdot 7 H_2O$, 16 பங்கு எடை ஆக்சிஜனுடன் வினைபடுகிறது.

8 பங்கு எடை ஆக்சிஜனுடன் வினைபடும் $FeSO_4 \cdot 7 H_2O$-ன் எடை=2×மூலக்கூறு எடை×8/16=மூலக்கூறு எடை=278. படிக ஃபெரஸ் சல்ஃபேட்டின் சமான எடை=278.

ஃபெரஸ் சல்ஃபேட் ஆக்சிஜன் ஒடுக்கியாக செயல்படும் வினையை கீழ்க்கண்ட அயனிச் சமன்பாட்டின் மூலமும் விளக்கலாம்.

$$Fe^{++} \longrightarrow Fe^{+++} + e^-$$

ஓர் எலெக்ட்ரானை அளிக்கும் ஃபெரஸ் சல்ஃபேட்டின் எடை (அல்லது) அதன் சமான எடை=ஃபெரஸ் சல்ஃபேட்டின் மூலக்கூறு எடை/1=278.

(2) படிக ஆக்சாலிக் அமிலத்தின் சமான எடை

படிக ஆக்சாலிக் அமிலத்தின் மூலக்கூறு எடை=126. இவ்வமிலம் ஓர் அணு ஆக்சிஜனை ஏற்றுக் கார்பன்டை ஆக்சைடையும், நீரையும் கொடுக்கிறது.

$$H_2C_2O_4 + (O) \longrightarrow 2\,CO_2 + H_2O$$

இவ் வினையின் அயனிச் சமன்பாடு:

$$H_2C_2O_4 \longrightarrow 2\,CO_2 + 2\,H^+ + 2e^-$$

படிக ஆக்சாலிக் அமிலத்தின் சமான எடை= $\frac{\text{மூலக்கூறு எடை}}{2}$

$$= \frac{126}{2} = 63.$$

(3) மோஹர் உப்பின் [$FeSO_4\,(NH_4)_2\,SO_4\,CH_2O$] சமான எடை

இவ்வுப்பில் $FeSO_4$தான் ஆக்சிஜன் ஒடுக்கும் பாகம். எனவே, இதன் மூலக்கூறு எடையே இதன் சமான எடை ஆகும். மோஹர் உப்பின் சமான எடை=392.

கரைசல்களின் நார்மாலிட்டி எண் (Normality factor)

பருமனறி பகுப்பில் கரைசல்களின் அடர்வுகள், குறிப்பிட்ட சமான எடை அளவுள்ள கரைபொருள் கரைந்திருக்கும் கரைசல்களின் கன அளவுகளிலிருந்து கணக்கிடப்படுகிறது.

அளவறி கரைசல் (Standard solution)

குறிப்பிட்ட, தெரிந்த கன அளவு உள்ள கரைசலில் குறிப்பிட்ட அளவு கரைபொருள் கரைந்திருந்தால் அக் கரைசலுக்கு அளவறி கரைசல் எனப் பெயர்.

கரைசல்களின் திறன் நார்மாலிட்டி எண் என்னும் அலகால் குறிப்பிடப்படுகிறது.

1 லிட்டர் கரைசலில் ஒரு கிராம் சமான எடை அளவில் ஒரு பொருள் கரைந்திருக்குமானால் அக் கரைசல் விதிக் கரைசல் (Normal solution) எனப்படுகிறது. அக் கரைசலின் நார்மாலிட்டி எண் 1 N ஆகும். சோடியம் ஹைடிராக்சைடின் சமான எடை 40. ஒரு லிட்டர் கரைசலில் 40 கிராம் சோடியம் ஹைட்ராக்சைடு கரைந்திருக்குமானால் அக் கரைசலின் நார்மாலிட்டி எண் 1 N ஆகும். 80 கிராம் சோடியம் ஹைட்ராக்சைடு 1 லிட்டர் கரைசலில் இருக்குமானால் கரைசலின் திறன் = 2 N. 4 கிராம் சோடியம் ஹைட்ராக்சைடு ஒரு லிட்டர் கரைசலில் கரைந்திருந்தால் அதன் நார்மாலிட்டி எண் 0·1 N ஆகும்.

$$\text{நார்மாலிட்டி} = \frac{\text{ஒரு லிட்டரில் உள்ள கரைபொருளின் எடை (கிராமில்)}}{\text{சமான எடை}} = \frac{\text{1 லிட்டரில் உள்ள கரைபொருளின் எடை (கிராமில்)}}{\text{கிராம் சமான எடை}}$$

(அல்லது) சமான எடை × நார்மாலிட்டி = கரைபொருளின் எடை/லிட்டர்.

கணக்கு 1:

6 கிராம் படிக ஃபெரஸ் சல்ஃபேட் ($FeSO_4 \cdot 7H_2O$) 250 செமீ^{3} கரைசலில் கரைந்திருந்தால் கரைசலின் நார்மாலிட்டி என்ன?

$$\left.\begin{array}{c}\text{250 செமீ}^3\text{ கரைசலில் உள்ள} \\ \text{கரைபொருளின் எடை}\end{array}\right\} = 6 \cdot 0 \text{ கிராம்}$$

$$\left.\begin{array}{c}\text{1000 செமீ}^3\text{ கரைசலில் உள்ள} \\ \text{கரைபொருளின் எடை}\end{array}\right\} = \frac{6}{250} \times 1000$$

$$= 24 \text{ கிராம்}$$

$$\left.\begin{array}{c}\text{படிக ஃபெர்ரஸ் சல்ஃபேட்டின்} \\ \text{சமான எடை}\end{array}\right\} = 278$$

நார்மாலிட்டி $= \frac{\text{1 லிட்டரில் உள்ள பொருளின் எடை}}{\text{கரை பொருளின் சமான எடை}}$

$= \frac{24}{278} = 0{\cdot}0863\ N$

கரைசலின் நார்மாலிட்டி = 0·0863 N

கணக்கு 2:

(i) 0·12 N திறனுள்ள சல்ஃபூரிக் அமிலக்கரைசலின் 250 செமீ^{3}-ல் உள்ள H_2SO_4-ன் எடையைக் கணக்கிடுக. (ii) 0·15 N திறனுள்ள சோடியம் கார்பனேட் கரைசலின் 100 செமீ^{3}-ல் உள்ள Na_2CO_3-ன் சமான எடையைக் கணக்கிடுக. (H_2SO_4-ன் சமான எடை =49; Na_2CO_3-ன் சமான எடை = 53)

நார்மாலிட்டி = ஒரு லிட்டரில் உள்ள பொருளின் எடை / சமான எடை

(i) 0·12N H_2SO_4 கரைசலின் 1 லிட்டரில் 0·12 பங்கு அதன் சமான எடை அளவுள்ள H_2SO_4 உள்ளது. 1000 செமீ^{3} H_2SO_4 கரைசலில் உள்ள H_2SO_4-ன் எடை $= 0{\cdot}12 \times 49$.

250 செமீ^{3} 0·12N H_2SO_4-ல் உள்ள H_2SO_4-ன் எடை

$= \frac{0{\cdot}12 \times 49 \times 250}{1000} = 1{\cdot}47$ கிராம்

(ii) 0·15 N, சோடியம் கார்பனேட் = எடை/53

1000 செமீ^{3}-ல் உள்ள சோடியம் கார்பனேட்டின் எடை } $= 0{\cdot}15 \times 53$ கி

100 செமீ^{3}-ல் உள்ள Na_2CO_3-ன் எடை } $= \frac{0{\cdot}15 \times 53 \times 100}{1000}$

$= 0{\cdot}795$ கிராம்

பருமனறி பகுப்பு விதி (Law of Volumetric Analysis)

ஒரு கிராம் சமான எடையுள்ள ஒரு பொருள், ஒரு கிராம் சமான எடையுள்ள மற்றொரு பொருளுடன் வினைபடும். எனவே, 1000 செமீ^{3} 1 N HCl கரைசல் 1000 செமீ^{3} 1N NaOH கரைசலை நடுநிலையாக்குகிறது. இவ்விரண்டு கரைசல்களிலும் ஒரு கிராம் சமான எடையுள்ள பொருள் உள்ளது.

அல்லது 1000 செமீ^{3} 1 NHCl நடுநிலையாக்கும் காரத்தின் அளவு }
1. 10,000 செமீ^{3} 0·1 N Na OH
2. 2000 செமீ^{3} 0·5 N Na OH
3. 500 செமீ^{3} 2 N Na OH
4. 100 செமீ^{3} 10 N Na OH

பருமனறி பகுப்பு விதியைக் கீழ்க்கண்டவாறு கூறலாம்:

சம திறனுள்ள கரைசல்கள் சம கன அளவுகளில் வினைப் படுகின்றன.

V_1 செமீ^{3} N_1 திறனுள்ள ஒரு கரைசல், N_2 திறனுள்ள மற்றொரு கரைசலின் V_2செமீ^{3} உடன் முழுவதும் வினைப்படும். எனவே, $V_1N_1 = V_2N_2$ என்ற சமன்பாடு பருமனறி பகுப்பில் மிகவும் முக்கிய சமன்பாடாகும்.

N_1 நார்மாலிட்டியுடைய ஓர் அமிலத்தின் V_1 செமீ^{3}, N_2 நார்மாலிட்டியுடைய ஒரு காரத்தின் N_2 செமீ^{3}ஐ நடுநிலை யாக்குகிறது எனக் கொள்வோம்.

$$\underline{V_1 N_1 = V_2 N_2}$$

$$\begin{pmatrix}\text{கரைக்கரைசல்}\\ \text{கன அளவு}\end{pmatrix} \times \begin{pmatrix}\text{காரத்தின் நார்}\\ \text{மாலிட்டி எண்}\end{pmatrix} = \begin{pmatrix}\text{அமிலக் கரைசல்}\\ \text{கன அளவு}\end{pmatrix} \times \begin{pmatrix}\text{அமிலத்தின்}\\ \text{நார்மாலிட்டி எண்}\end{pmatrix}$$

இச் சமன்பாட்டின் மூன்றினுடைய மதிப்பு தெரியுமானால் நான்காவதின் மதிப்பை நாம் கணக்கிட முடியும். எனவே, கரைசல்களின் நார்மாலிட்டி எண்ணைக்கணக்கிட இச் சமன்பாடு மிகவும் பயன்படுகிறது. இவ்விதம் கிடைக்கும் நார்மாலிட்டி எண்ணைக் கிராம், சமான எடையால் பெருக்கினால் ஒரு லிட்டர் கரைசலிலுள்ள பொருளின் எடையை நிர்ணயிக்கலாம்.

தரம் பார்த்தல் (Titration)

திறன் தெரிந்த, குறிப்பிட்ட கன அளவு ஒரு கரைசலுடன் வினைபுரிவதற்குத் தேவையான மற்றொரு கரைசலின் கன அளவைக் கண்டுபிடித்து அதிலிருந்து அக் கரைசலின் நார்மாலிட்டியைக்கணக்கிடும் முறைக்குத்தரம்பார்த்தல் எனப் பெயர். ஒரு திறன் தெரிந்த அமிலத்தின் ஒரு குறிப்பிட்ட கன அளவை நடுநிலையாக்குவதற்குத் தேவைப்படும் காரத்தின் கன அளவைக் கண்டுபிடித்து, அதிலிருந்து காரத்தின் நார்மா லிட்டியைக் கணக்கிடலாம்.

பியூரெட் (Burette)

இஃது ஒரு நீளமான அளவுகள் குறிக்கப்பட்ட குழாயாகும். ஒரு முனை சற்றுக் குறுகிய முறையில் ஒரு பக்கத்தில் அமைக்கப் பட்டுள்ளது. குறுகிய முகத்தில், ஒரு திறப்பான் உள்ளது.

பியூரெட் 0 செமீ^{3}-லிருந்து 50 செமீ^{3} வரை கொள்ளளவு கொண்டது. அளவுகள் மேலிருந்து கீழாகக் குறிக்கப்பட்டுள்ளன. ஒவ்வொரு செமீ^{3} அளவும் பத்துப் பகுதிகளாகப் பிரிக்கப்பட்டுள்ளது. இதனால் 0·1 செமீ^{3} வரை துல்லியமாகக் கணக்கிட முடியும். பியூரெட்டிலிருந்து அளவுகள் குறிக்கும்பொழுது இடமாறு தோற்றப் பிழையைத் தவிர்க்க, கண் பார்வையை நீர்ம மட்டத்திற்கு நேராக வைத்துக் கொள்ள வேண்டும். நிறமற்ற கரைசலாக இருந்தால் அதன் கீழ்ப் பிறைத்தளத்திற்கு (lower meniscus) நேராகவும், நிறமுள்ள கரைசலாக இருந்தால் மேல் பிறைத் தளத்திற்கு (upper meniscus) நேராகக் கண்பார்வையை வைத்துக் கொள்ள வேண்டும். பியூரெட்டின் மேலிருந்து கீழாக நிரப்பப்பட்ட கரைசலில் காற்றுக் குமிழிகள் இல்லாமல் கவனித்துக் கொள்ள வேண்டும்.

பிப்பெட் (Pipette)

குறிப்பிட்ட கன அளவுள்ள (20 செமீ^{3}) கரைசல்களை அளந்தெடுப்பதற்கு இக் கலம் உதவுகிறது. நடுவில் பருத்தும், இரு முனைகள் வரை சீராயும் உள்ள கண்ணாடிக் குழலிது. குழாயின் கீழ் முனை கூரிய முனையுடன் அமைந்து இருக்கும். குழாயின் மேல்பாகம் ஆள்காட்டி விரலினால் எளிதில் மூடும் வகையில் சமமாக உள்ளது. இவ்வாறு விரலால் மூடுவதன் மூலம் வெளிக் காற்று உட்புக முடியாமல் தடுக்கப்படுகிறது. அதன் மேல் தண்டில் ஒரு கோடு குறியிடப்பட்டுள்ளது. திரவங்களை ஒரு குறிப்பிட்ட கன அளவிற்கு எடுக்கப் பயன்படுகிறது. இறுதி நிலை (End point) தரம் பார்க்கப்படும் இரு கரைசல்களுக்கிடையே நிகழும் வினை முற்றுப்பெறும் நிலைக்கு இறுதி நிலை எனப் பெயர். தரம் பார்க்கும்போது சேர்க்கப்படும் நிறங்காட்டிகளின் மாறும் நிறம் இறுதி நிலையைக் குறிக்கிறது.

நிறம் காட்டிகள் (Indicators)

வினை புரிகின்ற வேதிப் பொருள்களின் முடிவு நிலையைக் குறிக்கும்பொருட்டு, பருமனறி பகுப்பு முறையில், நிற மாற்றத்தின் மூலம் உணர்த்தும் சில பொருள்கள் நிறங்காட்டிகள் என வழங்கப்படும். நடுநிலை ஏற்பட்டவுடன் நிறம் காட்டிகள் கரைசலின் நிறத்தை மாற்றுகின்றன. சில நிறம் காட்டிகளின் தன்மையைக் கீழேயுள்ள அட்டவணை விளக்குகிறது.

காரம் × அமிலம்	மேற்கோள்	நிறங்காட்டி	காரத்தில் நிறம்	நடுநிலையில் நிறம்	அமிலத்தின் நிறம்
வீரியம் குறைந்த அமிலம் வீரியம் மிகுந்த காரம்	$H_2C_2O_4$ NaOH	பினைப்ஃதலின் மட்டும்	சிவப்பு	நிறமற்றது	நிறமற்றது
வீரியம் குறைந்த காரம் வீரியம் மிகுந்த அமிலம்	Na_2CO_3 HCl	மெத்தில் ஆரஞ்சு மட்டும்	மஞ்சள்	இளஞ்சிவப்பு	சிவப்பு
வீரியம் மிகுந்த காரம் வீரியம் மிகுந்த அமிலம்	NaOH, KOH HCl, H_2SO_4	மெத்தில் ஆரஞ்சு அல்லது பினைப்ஃதலின்	மஞ்சள் சிவப்பு	இளஞ்சிவப்பு நிறமற்றது	சிவப்பு நிறமற்றது
வீரியம் குறைந்த காரம் வீரியம் குறைந்த அமிலம்	Na_2CO_3 $H_2C_2O_4$	எளிதில் தரம் பார்க்க இயலாது	...	...	...

கணக்கு 1:

20 செமீ^{3} 0·098 N சோடியம் ஹைட்ராக்சைடுக் கரைசல் 16·2 செமீ^{3} ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலத்தை நடுநிலையாக்குகிறது. 250 செமீ^{3} கரைசலில் உள்ள ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலத்தின் எடையைக் கணக்கிடுக (HCl-ன் சமான எடை = 36·45)

$$V\ NaOH \times N\ NaOH = V\ HCl \times N\ HCl$$

V NaOH = 20 செமீ^{3} V HCl = 16·2 செமீ^{3}

N NaOH = 0·098 N N HCl = ?

$$N\ HCl = \frac{20 \times 0{\cdot}098}{16{\cdot}2} = 0{\cdot}1210\ N$$

1000 செமீ^{3}-ல் உள்ள HCl-ன் எடை = திறன் சமான எடை
= 0·1210 × 36·45

250 செமீ^{3}-ல் உள்ள HCl-ன் எடை = 0.1210 × 36·45/4
= 1·103 கி

கணக்கு 2:

0·392 கிராம் ஃபெரஸ் அம்மோனியம் சல்ஃபேட் 50 செமீ^{3} பொட்டாசியம் டைகுரோமேட்டை ஒடுக்குகிறது. பொட்டாசியம் டைகுரோமேட் கரைசலின் நார்மலிட்டியைக் கணக்கிடுக.

ஃபெரஸ் அம்மோனியம் சல்ஃபேட்டின் சமான எடை $FeSO_4\ (NH_4)_2\ SO_4\ 6\ H_2O$ } = 392

பொட்டாசியம் டைகுரோமேட்டின் சமான எடை = 49

பொட்டாசியம் டைகுரோமேட் கரைசலின் நார்மாலிட்டியை X என்க.

1000 செமீ^{3} $K_2Cr_2O_6$ கரைசலில் உள்ள சமான எடை அளவு = X

50 செமீ^{3} $K_2Cr_2O_7$ கரைசலில் உள்ள சமான எடை அளவு

$$= \frac{X \times 50}{1000}$$

$$= X/20$$

ஃபெரஸ் அம்மோனியம் சல்ஃபேட் கரைசலில் உள்ள சமான எடை அளவு } $= \frac{.392}{392}$

பருமனறி பகுப்பு விதிப்படி $\frac{X}{20} = \frac{.392}{392}$

அல்லது $X = \frac{.392}{392} \times 20 = 0.02\ N$

$K_2Cr_2O_7$ கரைசலின் திறன் $= 0.02\ N$

கணக்கு 3:

ஒரு லிட்டரில் 6·7 கிராம் படிக ஆக்சாலிக் அமிலம் கரைந்த கரைசல் 23·4 செமீ^{3}, 25 செமீ^{3} அளவுள்ள சோடியம் ஹைட்ராக்சைடுக் கரைசலை நடுநிலையாக்குகிறது. 200 செமீ^{3} கரைசலிலுள்ள சோடியம் ஹைட்ராக்சைடின் எடையைக் கணக்கிடுக.

ஆக்சாலிக் அமிலக் கரைசலின் திறன் } = $\frac{\text{1 லிட்டரில் உள்ள படிக ஆக்சாலிக் அமிலத்தின் எடை}}{\text{அதன் சமான எடை}}$

$= 6{\cdot}7/63 = 0{\cdot}1064\ N$

{V ஆக்சாலிக் அமிலம்} × {N ஆக்சாலிக் அமிலம்}

$= \{V\ Na\ OH\} \times \{N\ Na\ OH\}$

$23{\cdot}4 \times 0{\cdot}1064 = 25 \times N\ Na\ OH$

சோடியம் ஹைட்ராக்சைடு கரைசலின் திறன் N Na OH } $= \frac{0{\cdot}1064 \times 23{\cdot}4}{25} = 0{\cdot}09956\ N$

1000 செமீ^{3}-ல் உள்ள சோடியம் ஹைட்ராக்சைடின் எடை } $= 0{\cdot}09956 \times 40$

200 செமீ^{3}-ல் உள்ள சோடியம் ஹைட்ராக்சைடின் எடை } $= \frac{0{\cdot}09856 \times 40}{5}$

$= 0{\cdot}7966$ கிராம்.

வினாக்கள்

1. குறிப்பு வரைக: (a) அமிலத்தின் சமான எடை; (b) காரத்தின் சமான எடை; (c) ஆக்சிஜனேற்றியின் சமான எடை; (d) ஆக்சிஜன் ஒடுக்கியின் சமான எடை; (e) நார்மாலிட்டி எண்; (f) நிறம் காட்டி.

2. (a) பருமனறி பகுப்பு விதியைக் கூறுக. (b) பருமனறி பகுப்பில் மேற்கொள்ளப்படும் இரண்டு சமன்பாடுகளை எழுதி அவற்றை விளக்குக.

3. 0.11N திறனுள்ள 20 செமீ^{3} பொட்டாசியம் ஹைட்ராக்சைடுக் கரைசல் 21·1 செமீ^{3} சல்ஃபூரிக் அமிலக் கரைசலை முழுதும் நடுநிலையாக்கியது. 100 செமீ^{3} கரைசலில் உள்ள சல்ஃபூரிக் அமிலத்தின் எடையைக் கணக்கிடுக. [விடை: 0·15109 கிராம்]

4. 0·12 N திறனுள்ள 20 செமீ^{3} ஃபெரஸ் சல்ஃபேட் கரைசல் அமில ஊடகத்தில் 18·2 செமீ^{3} பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட் கரைசலை ஒடுக்கியது. 1 லிட்டர் கரைசலில் உள்ள பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட்டின் எடை யாது? [விடை: 4·167 கிராம்]

5. 1 லிட்டரில் 3·42 கிராம் பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட் கரைந்திருக்கும் கரைசலின் 20·6 செமீ^{3}, 20 செமீ^{3} ஃபெர்ரஸ் அம்மோனியம் சல்ஃபேட் கரைசலை ஆக்சிஜனேற்றம் செய்தது. 250 செமீ^{3} கரைசலில் உள்ள ஃபெர்ரஸ் அம்மோனியம் சல்ஃபேட்டின் எடையைக் கணக்கிடுக. [விடை: 10·92 கிராம்]

19. ஹைட்ரஜன்

(Hydrogen)

கிடைக்கும் விதம் (Occurrence)

இயற்கை வாயுக்களில் சிறிதளவிலும், சூரியனிலும் இது காணப்படுகிறது. சேர்ம நிலையில் நீர், அமிலங்கள், காரங்கள், பெட்ரோல் எண்ணெய் ஆகியவற்றில் உள்ளது.

தயாரிக்கும் முறைகள்

(1) நீரிலிருந்து

பல உலோகங்கள் குளிர்ந்த, சூடான மற்றும் நீராவியுடன் வினைபுரிந்து ஹைட்ரஜனைக் கொடுக்கின்றன.

$2Na + 2H_2O \longrightarrow 2NaOH + H_2\uparrow$ (குளிர்ந்த நீர்)

$Ca + 2H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2 + H_2\uparrow$ (சூடான நீர்)

$3Fe + 4H_2O \longrightarrow Fe_3O_4 + 4H_2\uparrow$ (நீராவி)

(2) அமிலங்களிலிருந்து

சில உலோகங்கள் குளிர்ந்த, நீர்த்த HCl, H_2SO_4-லிருந்து ஹைட்ரஜனை வெளியேற்றுகின்றன.

$2Al + 6HCl_2 \longrightarrow 2AlCl_3 + 3H_2\uparrow$

$Fe + H_2SO_4 \longrightarrow FeSO_4 + H_2\uparrow$

$Mg + H_2SO_4 \longrightarrow MgSO_4 + H_2\uparrow$

(3) சோதனைச்சாலை முறை

சோதனைச் சாலையில் சிங்க் உலோகத்தையும், குளிர்ந்த நீர்த்த சல்ஃபியூரிக் அமிலத்தையும் கிப் உபகரணத்தில் வினைபடுத்திப் பெறப்படுகிறது. கிப் உபகரணம் வேலை செய்யும் விதத்தை ஹைட்ரஜன் சல்பைடு பகுதியில் காண்க.

$Zn + H_2SO_4 \longrightarrow ZnSO_4 + H_2\uparrow$

வெளிவரும் ஹைட்ரஜனுடன் கலந்திருக்கும் மாசுகளான H_2S, SO_2 ஆகிய வாயுக்கள் ஹைட்ரஜன் வாயுவைப் பொட்டாசியம் பர்மாங்கனேட் கரைசல் வழியே செலுத்துவதன் மூலம் நீக்கப்படுகின்றன. இவ்வாயு பாஸ்பரஸ் பென்டாக்ஸைடால் உலர்த்தப்படுகிறது. இது காற்றைவிட இலேசானதால், காற்றினைக் கீழ்முகப்பெயர்ச்சி செய்து சேகரிக்கப்படுகிறது.

(4) காரங்களிலிருந்து

சிங்க், அலுமினியம் போன்ற உலோகங்கள் சூடான NaOH கரைசலுடன் வினைபட்டு ஹைட்ரஜனை வெளியேற்றுகின்றன.

$$Zn + 2\,NaOH \longrightarrow Na_2ZnO_2 + H_2\uparrow$$

சோடியம் சிங்கைட்

$$2Al + 6NaOH \longrightarrow 2Na_3AlO_3 + 3\,H_2\uparrow$$

சோடியம் அலுமினேட்

(5) தொழிற்சாலை முறை

(a) போஷ்முறை (Bosch Process): செஞ்சூடான (redhot) கல்கரியின் மீது நீராவியினைச் செலுத்தினால், கார்பன் மானாக்ஸைடு ஹைட்ரஜன் ஆகிய இரு வாயுக்கள் கலந்த கலவை உண்டாகிறது. இக் கலவைக்கு நீர் வாயு (water gas) என்று பெயர்

$$C + H_2O \longrightarrow CO + H_2\uparrow$$

நீர் வாயுவை மிகையான நீராவியுடன் கலந்து 500°C-க்குச் சூடுபடுத்தப்பட்ட ஃபெர்ரிக் ஆக்ஸைடு வினைவேகமாற்றி முன்னிலையிலும், குரோமிக் ஆக்ஸைடு என்ற தூண்டி (promoter)யின் முன்னிலையிலும் வினைபடுத்தினால் ஹைட்ரஜன் வாயு உண்டாகிறது. இவ்வினையில் CO ஆனது CO_2ஆக ஆக்சிஜனேற்றம் அடைகிறது. இவ்வாறு உண்டான CO_2வை அதிக அழுத்தத்திலுள்ள நீரின் வழியே செலுத்தி நீக்கலாம்.

$$CO + H_2O \longrightarrow CO_2 + H_2\uparrow$$

(6) நீரை மின்னாற் பகுத்தல் (Electrolysis of Water)

அமிலம் அல்லது காரம் கலந்த நீரினை இரும்பு அல்லது நிக்கல் மின்முனைகளைப் பயன்படுத்தி மின்னாற்பகுக்கும் போது ஹைட்ரஜன் எதிர்மின் முனையிலும், ஆக்சிஜன் நேர் மின் முனையிலும் வெளியாகின்றன. $2H_2O \longrightarrow 2H_2\uparrow + O_2\uparrow$

இயற்பியல் பண்புகள்

ஹைட்ரஜன் ஒரு நிறமற்ற, மணமற்ற, சுவையற்ற வாயு; காற்றைவிட இலேசானது; இதை நீர்மமாக்கலாம். இது நீரில் சிறிதளவே கரைகிறது. இது தீப்பற்றி எரியக்கூடியது; ஆனால், மற்ற பொருள்களை எரியவிடாது.

வேதிப்பண்புகள்

(1) அலோகங்களுடன் வினை: (a) ஹைட்ரஜனும், ஆக்சிஜனும் மின் பொறி வெப்பநிலையில் வெடிச்சத்தத்துடன் ஒன்றுகூடி நீர் உண்டாகிறது. $2H_2 + O_2 \longrightarrow 2H_2O$

(b) குளோரினுடன் சூரிய ஒளியின் முன்னிலையில் வினைபட்டு ஹைட்ரஜன் குளோரைடைக் கொடுக்கிறது:

$$H_2 + Cl_2 \longrightarrow 2HCl$$

(c) அதிக அழுத்தத்தில், ஒரு வினை வேகமாற்றியின் முன்னிலையில் நைட்ரஜனும், ஹைட்ரஜனும் வினைபுரிந்து அம்மோனியா வாயு உண்டாகிறது:

$$N_2 + 3\ H_2 \longrightarrow 2\ NH_3 \uparrow$$ (ஹேபர் முறை)

(d) கொதிக்கும் சல்பருடன் ஹைட்ரஜனை வினைபடுத்தினால் H_2S உண்டாகிறது. $H_2 + S \longrightarrow H_2S$

(2) உலோகங்களுடன்: ஹைட்ரஜன் உலோகங்களுடன் வினைபட்டு ஹைட்ரைடுகளைக் கொடுக்கிறது.

$$2\ Na + H_2 \longrightarrow 2\ NaH$$

(3) உலோக ஆக்ஸைடுகளை உலோகங்களாக ஒடுக்குகிறது.

$$FeO_3 + 3\ H_2 \longrightarrow 2\ Fe + 3\ H_2O$$

$$CuO + H_2 \longrightarrow Cu + H_2O$$

பிறவிநிலை ஹைட்ரஜன் (Nascent Hydrogen)

ஹைட்ரஜன் தோன்றும் சமயத்தில் மிக்க வீரியமுள்ளதாக இருக்கிறது. இந்த ஹைட்ரஜனுக்குப் பிறவிநிலை ஹைட்ரஜன் என்று பெயர். பிறவிநிலை ஹைட்ரஜன், அமிலங்கலந்த $KMnO_4$ கரைசலை ஒடுக்கி நிறமிழக்கச் செய்கிறது; ஆனால், இவ் உபகரணத்திலிருந்து கிடைக்கும் ஹைட்ரஜன் இவ் வினையை நிகழ்த்துவதில்லை.

பயன்கள்

(1) தாவர எண்ணெய்களை நெய்போன்ற திண்மப் பொருளாக (வனஸ்பதி) மாற்றப் பயன்படுகிறது. (2) நிலக்கரியை நைட்ரஜனேற்றம் செய்து பெட்ரோல் தயாரிக்கப் பயன்படுகிறது. (3) அம்மோனியா, மெதில் ஆல்கஹால் ஆகிய சேர்மங்களைத் தயாரிக்கப் பயன்படுகிறது. (4) உலோகவியலில் சிறந்த ஒடுக்கியாகப் பயன்படுகிறது.

வினாக்கள்

1. ஹைட்ரஜன் சோதனைச் சாலையில் எவ்வாறு தயாரிக்கப்படுகிறது? அதிலுள்ள மாசுகள் எவ்வாறு நீக்கப்படுகின்றன? அதன் முக்கியப் பண்புகளையும், பயன்களையும் விவரி.

2. சிறு குறிப்பு வரைக:
   - (a) ஹைட்ரஜனைத் தொழிற்சாலையில் தயாரித்தல்
   - (b) பிறவி நிலை ஹைட்ரஜன்
   - (c) ஹைட்ரஜனின் ஆக்ஸிஜன் ஒடுக்கப் பண்பு.

20. ஆக்ஸிஜன்

(Oxygen)

கிடைக்கும் விதம்

ஆக்சிஜன் தனிம நிலையில் காற்றில் அதிகம் காணப்படுகிறது. நீர், பாறைகள், தனிமங்கள் ஆகியவற்றில் சேர்ம நிலையில் காணப்படுகிறது.

தயாரிக்கும் முறைகள்: (1) சில உலோக ஆக்ஸைடுகளைச் சூடுபடுத்தி இது பெறப்படுகிறது.

$$2\,HgO \xrightarrow{\Delta} 2Hg + O_2\uparrow\ ;$$

$$2Ag_2O \xrightarrow{\Delta} 4Ag + O_2\uparrow$$

(2) ஆக்ஸிஜன் மிகையாக உள்ள உப்புகளைச் சூடுபடுத்தினால் இவ் வாயு கிடைக்கிறது.

$$2\,KClO_3 \xrightarrow{\Delta} 2\,KCl + 3O_2\uparrow\ ;$$

$$2K\,NO_3 \xrightarrow{\Delta} 2K\,NO_2 + O_2\uparrow$$

$$2K\,MnO_4 \xrightarrow{\Delta} K_2Mn\,O_4 + MnO_2 + O_2\uparrow$$

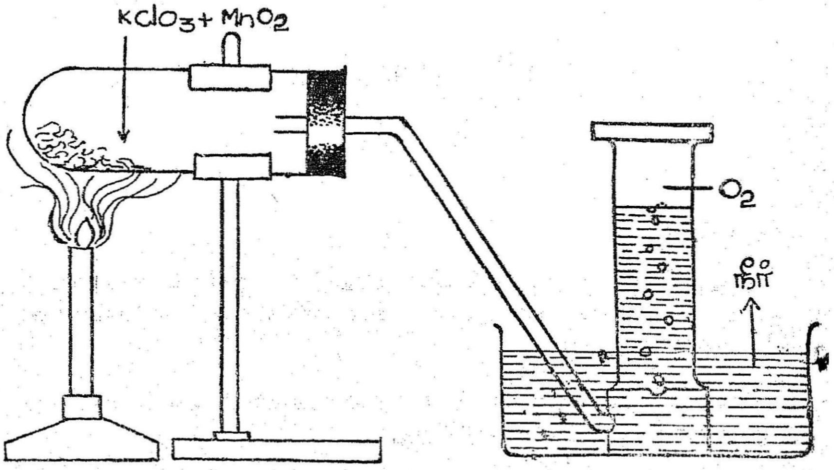
(3) உயர்ந்த ஆக்ஸைடுகளை அமிலங்களுடன் வினைபடுத்தியும், சோடியம் பெராக்ஸைடினை நீருடன் குளிர்ந்த நிலையில் வினைபடுத்தியும் ஆக்ஸிஜன் தயாரிக்கப்படுகிறது.

$$2Ba\,O_2 + 2\,H_2\,SO_4 \longrightarrow 2\,Ba\,SO_4 + 2H_2 + O_2\uparrow$$

$$2MnO_2 + 2H_2SO_4 \longrightarrow 2MnSO_4 + 2H_2O + O_2\uparrow$$
$$2Na_2O_2 + 2H_2O \longrightarrow 4NaOH + O_2\uparrow$$

(4) சோதனைச் சாலை முறை

4 : 1 என்ற விகிதத்தில் பொட்டாசியம் குளோரேட், மாங்கனீச டையாக்ஸைடு, கலந்த கலவையை ஒரு கெட்டிக் கண்ணாடிக்குழாயில் சூடு படுத்தினால் ஆக்ஸிஜன் வாயு கிடைக்



படம் 44.

ஆக்ஸிஜன் தயாரித்தல்

கிறது. வினையின்போது தான் எவ்வித மாற்றமும் அடையாமல், வினையின் வேகத்தை அதிகப்படுத்தும் மாங்கனீச டையாக்ஸைடு இங்கு வினைவேக மாற்றியாக (catalyst) செயல் படுகிறது. வெளியாகும் ஆக்ஸிஜன் நீரின் மேல் சேகரிக்கப் படுகிறது.

$$2KClO_3 \longrightarrow 2KCl + 3O_2\uparrow$$

(5) தொழிற்சாலை முறைகள்

(a) நீர்மக் காற்றிலிருந்து நீர்ம நைட்ரஜன், நீர்ம ஆக்ஸிஜன் இரண்டையும்பெற்றுள்ள நீர்மக்காற்றைப் பின்னக் காய்ச்சி வடித்தால் நீர்ம நைட்ரஜன் முதலில் ஆவியாகி வெளியேறுகிறது. நீர்ம ஆக்ஸிஜன் பிறகு வெளிவரும்.

(b) கார நீர்க் கரைசலை மின்னாற் பகுத்தலின்மூலமும் இதனைப் பெறலாம் (ஹைட்ரஜன் பகுதியைக் காண்க).

இயற்பியல் பண்புகள்

ஆக்ஸிஜன் ஒரு நிறமற்ற, மணமற்ற, சுவையற்ற வாயு; காற்றைவிடச் சிறிது கனமானது; இதனைத் திரவமாகவும், திண்மமாகவும் மாற்றலாம்; நீரில் சிறிதளவே கரையும். எரியும் பொருள்களை மேலும் எரியச் செய்யும் தன்மையுடையது.

வேதிப்பண்புகள்

(1) ஆக்ஸிஜன் மந்த வாயுக்களைத் தவிர, மற்ற எல்லா உலோகங்கள், அலோகங்களுடனும் வினைப்பட்டு ஆக்ஸைடுகளைக் கொடுக்கின்றது.

$2H_2 + O_2 \longrightarrow 2H_2O$;

$S + O_2 \longrightarrow SO_2$

$4P + 5+O_2 \longrightarrow 2P_2O_5$ (பாஸ்பரஸ் பென்டாக்ஸைடு)

$2Mg + O_2 \longrightarrow 2MgO$ (மக்னீசியம் ஆக்ஸைடு)

$4Na + O_2 \longrightarrow 2Na_2O$ (சோடியம் ஆக்ஸைடு)

$C + O_2 \longrightarrow CO_2$

(2) ஒரு வினைவேக மாற்றியின் முன்னிலையில் SO_2 ஆனது, SO_3 ஆக ஆக்ஸிஜ முன்னேற்றம் அடைகிறது.

$2SO_2 + O_2 \longrightarrow 2SO_3$

(3) ஆக்ஸிஜன், அம்மோனியாவை, பிளாடினம் வினைவேக மாற்றியின் முன்னிலையில் நைட்ரிக் ஆக்ஸைடாக ஆக்ஸிஜனேற்றம் அடையச் செய்கிறது:

$4NH_3 + 5O_2 \longrightarrow 6NO + 6H_2O$

பயன்கள்

1. ஆக்ஸி அசிடிலீன் ஊது உலையில் பயனாகிறது.
2. ராக்கெட்டில் எரி பொருளாகப் பயன் படுகிறது.
3. செயற்கைச் சுவாசம் ஏற்படுத்தப் பயன்படுகிறது.
4. எஃகு தயாரிப்பதற்குப் பயனாகிறது.

ஆக்ஸைடுகளின் வகைகள் (Classification of Oxides)

ஆக்ஸிஜனின் இரட்டைச் சேர்மங்கள் ஆக்ஸைடுகள் எனப்படுகின்றன. இவற்றின் வகையீடு பின்வருமாறு:

(1) அமில ஆக்சைடுகள் (Acidic Oxides)

(a) இவைகள் பொதுவாக அலோக ஆக்ஸைடுகள்.

(b) நீருடன் வினைபட்டு அமிலங்களைக் கொடுக்கின்றன.

(c) காரங்களுடன் வினைபட்டு உப்புகளைக் கொடுக்கின்றன.

எடுத்துக்காட்டுகள்: SO_2, SO_3, CO_2, NO_2.

$$SO_3 + H_2O \longrightarrow H_2SO_4$$

$$CO_2 + NaOH \longrightarrow NaHCO_3$$

(சோடியம் பை கார்பனேட்)

$$SO_3 + 2NaOH \longrightarrow Na_2SO_4 + H_2O$$

அமில ஆக்ஸைடுகளுக்கு அமில நீரிலிகள் (Acidic Anhydrides) என்ற பெயரும் உண்டு. SO_3 சல்பூரிக் அமில நீரிலி ஆகும்.

(2) கார ஆக்சைடுகள் (Basic Oxides)

(a) இவை உலோக ஆக்ஸைடுகளாகும். (b) இவை நீருடன் வினைபட்டுக் காரங்களைக் கொடுக்கின்றன. (c) அமிலங்களுடனும், அமில ஆக்ஸைடுகளுடனும் வினைபட்டு உப்புகளைத் தருகின்றன.

எடுத்துக்காட்டுகள்:

Na_2O, CaO, K_2O

$$Na_2O + H_2O \longrightarrow 2NaOH$$

$$CaO + H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2$$

$$Na_2O + 2HCl \longrightarrow 2NaCl + H_2O$$

(3) ஈரியல்பு ஆக்ஸைடுகள் (Amphoteric Oxides)

சில உலோக ஆக்ஸைடுகள் அமிலப் பண்பு, காரப் பண்பு ஆகிய இரண்டு பண்புகளையும் ஒருங்கே பெற்றுள்ளன. இவை அமிலங்களோடும், காரங்களோடும் வினைபட்டு உப்புகளைத் தருகின்றன. இத்தகைய ஆக்ஸைடுகள் ஈரியல்பு ஆக்ஸைடுகள் எனப்படுகின்றன.

எடுத்துக்காட்டுகள்:

Al_2O_3, ZnO

$$ZnO + H_2SO_4 \longrightarrow ZnSO_4 + H_2O$$

$$ZnO + 2\,NaOH \longrightarrow H_2O + Na_2\,ZnO_2$$ (சோடியம் சிங்கேட்டு)

$$Al_2O_3 + 6\,HCl \longrightarrow 2\,Al\,Cl_3 + 3\,H_2O$$

$$Al_2O_3 + 6\,NaOH \longrightarrow 3\,H_2O + 2\,Na_3\,AlO_3$$ (சோடியம் அலுமினேட்)

(4) நடுநிலை ஆக்ஸைடுகள் (Neutral Oxides)

சில உலோக ஆக்ஸைடுகள் அமில ஆக்ஸைடு, கார ஆக்ஸைடு ஆகிய இரண்டு பண்புகளையும் பெற்றிருப்பதில்லை. அவற்றை நடுநிலை ஆக்ஸைடுகள் என்கிறோம். சான்றுகள்: நீர், CO, NO.

(5) பெராக்ஸைடுகள் (Peroxides)

இவை சாதாரண ஆக்ஸைடுகளை விட அதிக அளவு ஆக்ஸிஜனைப் பெற்றுள்ளன. இவை குளிர்ந்த, நீர்த்த அமிலங்களுடன் வினைபட்டு ஹைட்ரஜன் பெராக்ஸைடைக் கொடுக்கின்றன.

எடுத்துக்காட்டுகள்:

Na_2O_2 (சோடியம் பெராக்ஸைடு)

BaO_2 (பேரியம் பெராக்ஸைடு).

$$Na_2O_2 + 2\,HCl \longrightarrow 2\,NaCl + H_2O_2$$

$$BaO_2 + H_2SO_4 \longrightarrow BaSO_4 + H_2O_2$$

NO_2, PbO_2 ஆகியவை முறையே நைட்ரஜன் டையாக்ஸைடு எனவும் வழங்கப்படுகின்றன.

(6) உயர் ஆக்ஸைடுகள் (Higher Oxides)

இவற்றில் அதிக அளவு ஆக்ஸிஜன் உள்ளது. இவ்வகை ஆக்ஸைடுகளில் உள்ள ஒரு தனிமம் தன்னுடைய இயல்பான இணைதிறனைக் காட்டிலும், அதிக இணைதிறனைப் பெற்றுள்ளது. இவை அமிலங்களுடன் வினைபட்டு H_2O_2ஐ விலக்குவதில்லை.

எடுத்துக்காட்டு:

MnO_2, PbO_2

(7) கலப்பு ஆக்ஸைடுகள் (Mixed Oxides)

இவ்வகை ஆக்ஸைடுகள், ஒரே உலோகத்தின் வேறுபட்ட இணைதிறன்களால் உண்டாகும் ஆக்ஸைடுகள் சேருவதால்

உண்டாகின்றன. இது அந்த ஆக்ஸைடுகளின் கலவையாகச் செயல்படுகின்றது.

எடுத்துக்காட்டு:

சிவப்பு லெட் (Red lead) Pb_3O_4 (PbO_2 + 2 PbO); காந்த இரும்பு ஆக்ஸைடு Fe_3O_4 (FeO + Fe_2O_3).

வினாக்கள்

1. ஆக்ஸிஜன் சோதனைச் சாலையில் எவ்வாறு தயாரிக்கப்படுகிறது? அதன் முக்கியப் பண்புகளையும், பயன்களையும் விளக்குக.

2. சிறு குறிப்பு வரைக:

   (a) ஆக்ஸைடுகளின் வகைகள்

   (b) வினைவேக மாற்றி.

21. குளோரின்

(Chlorine)

குறியீடு, Cl; அணு எண் 17; அணு எண் எடை 35·45; வலு எண்கள் 1, 7.

வரலாறு

1774 ஆம் ஆண்டு ஷீலே (Scheele) என்ற விஞ்ஞானி முதன் முதலில் குளோரினைக் கண்டுபிடித்தார். பிறகு டேவி (Davy) என்பவர் இது ஒரு தனிமம் என நிரூபித்தார். குளோரின் தனிம வரிசை அட்டவணையில் (Periodic table) ஏழாம் பிரிவில் இடம் பெற்றுள்ள உப்பீனிகள் குடும்பத்தைச் சேர்ந்தது. இலத்தீன் மொழியில் குளோர் (Chlor) என்றால் மஞ்சள் கலந்த பச்சையாயிருப்பதால் இதற்குக் குளோரின் (Chlorine) என்று பெயரிடப்பட்டது.

கிடைக்கும் விதம்

குளோரின் மிக வீரியமுள்ள ஒரு தனிமமாயிருப்பதால், இஃது இயற்கையில் தனிம நிலையில் காணப்படுவதில்லை. ஆனால், மற்ற தனிமங்களுடன் சேர்ந்து இது உண்டாக்கும் சேர்மங்கள் மிகுதியாகக் காணப்படுகின்றன. இதன் சேர்மங்களில் மிகவும் முக்கியமானது, கடல் நீரில் உள்ள சாதாரண உப்பு அல்லது சோடியம் குளோரைடு—NaCl. இதன் சேர்மங்கள்: கார்னலைட்—KCl. $MgCl_2$. CH_2O. சில்வைன்—KCl முதலியன.

தயாரிக்கும் முறைகள்

அடர் ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலத்தை ஆக்சிஜனேற்றம் செய்து குளோரின் பெறப்படுகிறது. ஆக்சிஜனேற்றியின் தன்மைக்கேற்ப வினை நிகழுவதற்குரிய படிநிலைகளும் மாறு

படும். குளிர்ந்த, அடர் ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலம் பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட்டுடன் வினைபட்டுக் குளோரினை தருகிறது.

$$2KMnO + 16\,HCl \longrightarrow 2KCl + 2MnCl_2 + 8\,H_2O + 5\,Cl_2\uparrow$$

பொட்டாசியம் டைகுரோமேட்டும், மாங்கனீசடை ஆக்சைடும் சூடான, அடர் ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலத்தைக் குளோரினாக ஆக்சிஜனேற்றம் செய்கின்றன.

$$K_2Cr_2O_7 + 14\,HCl \longrightarrow 2KCl + 2CrCl_3 + 7H_2O + 3Cl_2\uparrow$$

$$MnO_2 + 4HCl \longrightarrow MnCl_2 + 2H_2O + Cl_2\uparrow$$

அடர் ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலம், மாங்கனீஸ் டைஆக்ஸைடுடன் சூடான நிலையில் வினைபடுவதால், சோடியம் குளோரைடு, அடர் சல்ஃப்யூரிக் அமிலம், மாங்கனீஸ் டைஆக்ஸைடு இவற்றைச் சேர்த்துச் சூடுபடுத்தும் போதும் குளோரின் கிடைக்கிறது.

$$[NaCl + H_2SO_4 \longrightarrow NaHSO_4 + HCl] \times 2$$

$$MnO_2 + H_2SO_4 \longrightarrow MnSO_4 + H_2O + [O]$$

$$2HCl + [O] \longrightarrow Cl_2 + H_2O$$

$$2HCl + [O] \longrightarrow Cl_2 + H_2O$$

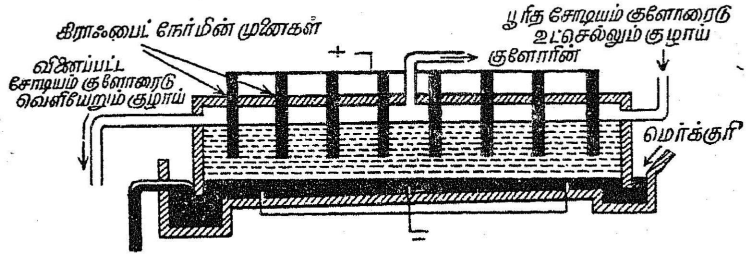
$$\overline{2NaCl + MnO_2 + 3H_2SO_4 \longrightarrow 2\,NaHSO_4 + MnSO_4 + H_2O + Cl_2}$$

தொழிற்சாலை முறையில் குளோரின் தயாரித்தல்

கெல்னர்-சால்வே முறையில் (Kellner-Solvay process) சோடியம் ஹைட்ராக்சைடு தயாரிக்கும்பொழுது குளோரின் ஒரு முக்கிய துணைப்பொருளாகப் (by product) பெறப்படுகிறது.

இம் முறையில் பூரித சோடியம் குளோரைடு கரைசல் (Saturated brine solution) கெல்னர்-சால்வே மின்முறி கலத்தில் மின்னாற்பகுக்கப்படுகிறது. இக் கலத்தில் பாதரசம் எதிர் மின் முனையாகவும், கிரா∴பைட் (கார்பன்) தண்டுகள் நேர் மின் முனையாகவும் அமைந்துள்ளன. படத்தில் காட்டியபடி பாதரசம் கலத்தினடியில் நிரப்பப்பட்டுள்ளது. சோடியம் குளோரைடு அயனிகள் (எதிர் மின்னேற்றம் கொண்டவை) கிரா∴பைட் தண்டுகளில் குளோரின் வாயுவாக வெளியேறுகிறது. பாதரச எதிர் மின்முனையை அடைந்த சோடியம்

ரசக்கலவை, கார்பன் கட்டிகளை வினைவேக மாற்றியாகக் கொண்ட பெரிய குழாய்களின் மூலம் செலுத்தப்பட்டு, அங்கு



படம் 45.

குளோரின் பெரும் அளவு தயாரித்தல்— கெல்னர் சால்வே முறை

நீருடன் வினைபடுகிறது. சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடும், ஹைட்ரஜனும் கிடைக்கின்றன.

$$2NaCl \longrightarrow 2Na^{+} + 2^{-}Cl^{-}$$

எதிர் மின் முனையில்

$$2Na^{+} + 2e^{+} \longrightarrow 2Na$$

$$2Na - 2H_2O \longrightarrow 2NaOH + H_2\uparrow$$

நேர் மின் முனையில்

$$2Cl^{+} - 2e^{-} \longrightarrow Cl_2 + e^{-}$$

இயற்பியல் பண்புகள்

குளோரின் பச்சை கலந்த மஞ்சள் நிறமுடைய, மூச்சைத் திணறவைக்கும் நெடிய வாயு. இது நச்சுத்தன்மை வாய்ந்தது. காற்றைவிட $2\frac{1}{2}$ மடங்கு கனமான வாயு. இதனால் இவ்வாயு சோதனைச் சாலையில் காற்றை மேல்முகப் பெயர்ச்சி செய்து சேகரிக்கப்படுகிறது. இதை அதிக அழுத்தத்தில் குளிர வைத்தால் தங்கநிற நீர்மக் குளோரினும், பிறகு இலேசான மஞ்சள் நிறமுள்ள திடகுளோரினும் கிடைக்கின்றன.

வேதிப்பண்புகள்

(1) எரியும்தன்மை : குளோரின் தானாகத் தீப்பற்றி எரியா விட்டாலும், பல உலோகங்கள் அலோகங்கள் எரிவதை ஊக்கு விக்கிறது.

(2) நீருடன் வினை: மிக குளிர்ந்த நீரின் வழியாகக் குளோரினைச் செலுத்தும்போது மஞ்சள் நிறமுள்ள குளோரின் ஹைட்ரேட்டு (chlorine hydrate), $Cl_2 8H_2O$ படிகங்களாகப் பிரிகிறது. சாதாரண வெப்பநிலையில் குளோரின் நீரில் கரைகிறது. இக்கரைசலுக்கு, குளோரின் நீர் (chlorine water) எனப் பெயரிடப்பட்டுள்ளது. இது குளோரின் நெடியை ஒத்திருக்கிறது. குளோரின் நீரில் ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலமும், ஹைப்போகுளோரஸ் அமிலமும் உள்ளன.

$$Cl_2 + HO \longrightarrow HCl + HClO$$

சூரிய ஒளியில் ஹைப்போ குளோரஸ் அமிலம் சிதைவடைந்து ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலத்தையும், ஆக்சிஜனையும் தருகிறது.

$$2HClO \longrightarrow 2HClO + O \uparrow$$

இதனால் குளோரின் நீர் நிறமுள்ள சீசாக்களில் சேமித்து வைக்கப்படுகிறது.

(3) வீரியத்தன்மை

குளோரின் மிக வீரியம் வாய்ந்த தனிமம். இது ஆக்சிஜன், கார்பன், நைட்ரஜன் மற்றும் மந்த வாயுக்கள் இவற்றைத் தவிர மற்ற எல்லாத் தனிமங்களுடனும் நேரடியாக வினைபடுகிறது. இவ்வினைகளின்போது வெப்பம், ஒளி இவ்விரண்டும் அடிக்கடி உடன் வெளிப்படுகின்றன. இவ்வினைகளில் சில நீரின் முன்னிலையில் நிகழ்கின்றன.

(i) ஆர்சனிக், ஆண்டிமனி போன்ற உலோகங்களின் தூளை குளோரின் ஜாடியில் தெளித்தால் அவை எரிந்து, மிக்க ஒளியுள்ள வெண்ணிறப்புகை வெளியாகி டிரைகுளோரைடுகள் உண்டாகின்றன.

$$2Sb + 3Cl_2 \longrightarrow 2\,SbCl_3$$

ஆண்டிமனி டிரைகுளோரைடு

$$2As + 3Cl_2 \longrightarrow 2AsCl_3$$

ஆர்சனிக் டிரை குளோரைடு

(ii) டச் உலோகம் (Dutch metal) என்ற தாமிர–சிங்க் உலோகக் கலவையின் மெல்லிய துண்டுகள் இவ் வாயுவில் எரிந்து காப்பர் குளோரைடையும், சிங்க் குளோரைடையும் கொடுக்கின்றன.

$$Cu + Cl_2 \longrightarrow CuCl_2$$

$$Zn + Cl_2 \longrightarrow ZnCl_2$$

(iii) ஒரு துண்டு வெள்ளை பாஸ்பரசைக் குளோரின் வாயு உள்ள வெள்ளை ஜாடியில் போட்டால் அது எரிந்து அடர் வெண் புகையுடன் பாஸ்பரஸ் டிரைகுளோரைடும், பாஸ்பரஸ்பென்டா குளோரைடும் உண்டாகின்றன.

$$2P + 3Cl_2 \longrightarrow 2PCl_3$$

$$2P + 5Cl \longrightarrow 2PCl_5$$

(iv) சூடுபடுத்தப்பட்ட சோடியம் குளோரினில் கண்டு எரிந்து சோடியம் குளோரைடைக் கொடுக்கிறது.

$$2Na + Cl_2 \longrightarrow 2NaCl$$

(4) ஹைட்ரஜனுடன் வினை

குளோரின் ஹைட்ரஜனிடம் அதிக நாட்டம் கொண்டது. இவ்வாயு ஹைடிரஜனுடன் மங்கலான சூரிய ஒளியல் வினைப் பட்டு அடர்ந்த வெண்புகையுடன் கூடிய ஹைடிரஜனுடன் குளோரைடைக் கொடுக்கிறது.

$$H_2 + Cl_2 \longrightarrow 2\,HCl$$

நேரான குரிய ஒளியில் இவ்வினை வெடிச்சத்தத்துடன் நிகழ்கிறது. ஹைடிரஜனுடன் மிக எளிதில் வினைப்படுவதால் குளோரின் பல சேர்மங்களிலிருந்து ஹைடிரஜனை வெளியேற்று கிறது, சான்றாக டர்பன்டைனில் நனைந்த தாளைக் குளோரின் வாயுவில் காட்டினால்தான் கறுப்பாக மாறுகிறது.

$$C_{10}H_{16} + 8Cl \longrightarrow 10C + 16HCl$$

ஹைடிரஜன் சல்ஃபைடு உள்ள ஒரு ஜாடியை குளோரின் உள்ள ஒரு ஜாடியின்மீது கவிழ்த்தால் மஞ்சள்நிற சல்ஃபர் வீழ்படிவாகிறது.

$$H_2S + Cl_2 \longrightarrow S + 2HCl\uparrow$$

(5) ஆக்சிஜனேற்றப் பண்பு

குளோரின் ஒரு சிறந்த ஆக்சிஜனேற்றி. ஆக்சிஜனைப் பெற்றிருவிட்டாலும், இதன் ஆக்சிஜனேற்றப் பண்புக்குக் காரணங்கள்:

(i) இவ்வாறு ஓர் எதிர் மின் தன்மையுடைய தனிமம் அல்லது உறுப்பு ஒரு பொருளுடன் இணைதல் ஆக்சிஜனேற்ற மாகும்.

(ii) குளோரினுக்கு ஹைட்ரஜனிடத்தில் நாட்டமதிகம். ஒரு பொருளிலிருந்து ஹைடிரஜன் விலகுதல் ஆக்சிஜனேற்றம் எனப்படும்.

(iii) இவ் வாயு நீருடன் வினைபட்டு நிலையற்ற ஹைப்போ குளோரஸ் அமிலத்தைக் கொடுக்கிறது. இவ் வமிலம் எளிதில் ஆக்சிஜனை இழக்கிறது.

ஃபெர்ரஸ்குளோரைடை ஃபெர்ரிக் குளோரைடாகவும், ஸ்டானஸ்குளோரைடை ஸ்டானிக் குளோரைடாகவும், ஹைடிரஜன் சல்பைடை மஞ்சள் நிற சல்ஃபராகவும் குளோரின் ஆக்ஸிஜனேற்றம் செய்கிறது.

$$2\,FeCl_2 + Cl_2 \longrightarrow 2\,FeCl_3$$
ஃபெர்ரிக் குளோரைடு

$$SnCl_2 + Cl_2 \longrightarrow SnCl_4$$
ஸ்டானிக் குளோரைடு

$$H_2S + Cl_2 \longrightarrow S\downarrow + 2\,HCl$$

குளோரின் நீர், சல்ஃப்யூரஸ் அமிலத்தைச் சல்ஃப்யூரிக் அமிலமாகவும், சோடியம் ஆர்சனைட்டைச்சோடியம் ஆர்சனேட்டாகவும், அமிலங்கலந்த ஃபெர்ரஸ் சல்∴பேட்டை ∴பெர்ரிக் சல்∴பேட்டாகவும், அடர்சோடியம் தயோ சல்∴பேட்டை சோடியம் சல்∴பேட்டாகவும், மஞ்சள் நிற சல்∴பராகவும் ஆக்சிஜனேற்றமடையச் செய்கிறது.

$$Cl_2 + H_2O + H_2SO_3 \longrightarrow H_2SO_4 + 2\,HCl$$

$$Cl_2 + H_2O + Na_3AsO_3 \longrightarrow Na_3AsO_4 + 2\,HCl$$

$$Cl_2 + 2\,FeSO_4 + H_2SO_4 \longrightarrow Fe_2(SO_4)_3 + 2\,HCl$$

$$Cl_2 + H_2O + Na_2S_2O_3 \longrightarrow Na_2SO_4 + S\downarrow + 2HCl$$

நிறமற்ற பொட்டாசியம் அயோடைடு கரைசலுடன் குளோரின் நீரைச் சேர்த்தால் அயோடின் வெளியாகிக் கரைசல் பழுப்பு நிறமாகிறது.

$$Cl_2 + 2\,KI \longrightarrow 2\,KCl + I_2$$

மேலும், அதிகமான குளோரின் நீரைச் சேர்த்தால் பழுப்பு நிறம் மறைகிறது. குளோரின் அயோடினை மேலும் ஆக்ஸிஜனேற்றமடையச் செய்து அயோடிக் அமிலத்தை தருகிறது.

$$5\,Cl_2 + I_2 + 6H_2O \longrightarrow 2\,HIO_3 + 10\,HCl$$

குளோரின், நீரில் கரைந்த சல்ஃபர்டை-ஆக்ஸைடை சல்ஃப்யூரிக் அமிலமாக ஆக்ஸிஜனேற்றமடைய செய்கிறது.

$$Cl_2 + SO_2 + 2\,H_2O \longrightarrow H_2SO_4 + 2\,HCl$$

அம்மோனியாவிலிருந்து குளோரின் நைட்ரஜனை வெளியேற்றுகிறது. இவ் வினையில் அம்மோனியா ஆக்ஸிஜனேற்றமடைகிறது.

$$8\,NH_3 + 3\,Cl_2 \longrightarrow 6\,NH_4Cl + N_2\uparrow$$

(6) நிறம் நீக்கும் பண்பு (Bleaching property)

பூக்கள், பச்சை இலைகள், லிட்மஸ், கரிமச் சாயங்கள் ஆகியவை குளோரினால் நிறத்தை இழக்கின்றன. குளோரின் ஈரமுள்ள பொருள்களைத்தான் வெளுக்கும். குளோரின் நீருடன் முதலில் வினைபட்டு ஹைடிரோ குளோரிக் அமிலம், ஹைப்போ குளோரஸ் அமிலம் இரண்டையும் கொடுக்கிறது. நிலையற்ற ஹைப்போகுளோரஸ் அமிலம் நிறமுள்ள பொருள்களின் மீது சிதைவடைந்து ஹைடிரோகுளோரிக் அமிலத்தையும், அணு நிலை ஆக்ஸிஜனையும் உண்டாக்குகிறது. அணு நிலை ஆக்ஸிஜன் வீரியமுள்ளதாயிருப்பதால் சாயப் பொருள்களை ஆக்ஸிஜனேற்றமடையச் செய்து நிறமற்ற பொருளாக மாற்றுகிறது. எனவே, குளோரின் நிறம் நீக்கும் பண்பு ஆக்ஸிஜனேற்றப் பண்பாகும்.

$$Cl_2 + H_2O \longrightarrow 2\,HCl + [O]$$

$[O]$ + நிறம் $\longrightarrow$ நிறமற்ற பொருள்

(7) காரங்களுடன் வினை

குளோரின் காரங்களுடன் வினைபுரிகின்ற முறையும், அவ் வினையால் விளைந்த பொருள்களின் தன்மையும், வினையில் பங்குபெறும் காரக் கரைசலின் அடர்த்தியையும், வினை நிகழ்கின்ற வெப்பநிலையையும் பொறுத்துள்ளது. இவ் வினைகள் குளோரினின் அமிலப் பண்புக்கு எடுத்துக்காட்டாக உள்ளன.

(i) குளிர்ந்த, நீர்த்த காரக் கரைசலுடன், குளோரின் வினைபட்டு குளோரைடையும், ஹைப்போ குளோரைட்டையும் உண்டாக்குகிறது.

$$Cl_2 + 2\,OH^- \longrightarrow Cl^- + ClO^- + H_2O$$

$$Cl_2 + 2\,NaOH \longrightarrow NaCl + NaClO + H_2O$$

(ii) சூடான, அடர் காரக் கரைசலுடன் வினைபட்டு குளோரின் குளோரேட்டையும், குளோரைடையும், நீரையும் தருகிறது.

$$3\,Cl_2 + 6\,OH^- \longrightarrow 5\,Cl^- + ClO_3^- + 3\,H_2O$$

$$3\,Cl_2 + 6\,KOH \longrightarrow 3\,KCl + 3\,KClO + 3\,H_2O$$

$$3\,KClO \longrightarrow KClO_3 + 2\,KCl$$

$$3\,Cl_2 + 6\,KOH \longrightarrow 5\,KCl + KClO_3 + 3\,H_2O$$

(iii) குளோரினை உலர்ந்த நீற்றிய சுண்ணும்பின் (slaked lime) மீது செலுத்தினுல் சலவைத்தூள் உண்டாகிறது.

$$Ca(OH)_2 + Cl_2 \longrightarrow \underset{\text{சலவைத்தூள்}}{CaOCl_2} + H_2O$$

8. இடப்பெயர்ச்சி வினை

பொட்டாசியம் புரோமைடு கரைசலுடன் சிறிதளவு குளோரின் நீரைச் சேர்த்தால், புரோமின் வெளியாகி கரைசல் மஞ்சள் நிறமாகிறது.

$$2\,KBr + Cl_2 \longrightarrow 2\,KCl + Br_2$$

பொட்டாசியம் அயோடைடு கரைசலிலிருந்து குளோரின் அயோடினை வெளியேற்றுகிறது. கரைசல் பழுப்பு நிறமாக மாறுகிறது.

$$2\,KI + Cl_2 \longrightarrow 2\,KCl + I_2$$

9. கூடுதல் வினைகள்

சல்ஃபர்டை ஆக்ஸைடு, கார்பன் மோனுக்ஸைடு இவற்றுடன் குளோரின் நேரடியாகக் கூடி கூடுதல் வினைபொருள்களை (addition products) கொடுக்கிறது.

$$SO_2 + Cl_2 \longrightarrow \underset{\text{சல்ஃப்யூரைல் குளோரைடு}}{SO_2Cl_2}$$

$$CO + Cl_2 \longrightarrow \underset{\text{கார்பானைல் குளோரைடு}}{COCl_2}$$

நிறைவுருக் கரிமச் சேர்மங்களுடன் கூடி நிறைவுற்ற சேர்மங்களைக் கொடுக்கிறது.

$$\underset{\text{எத்திலீன்}}{CH_2 = CH + Cl_2} \longrightarrow \underset{\text{எத்திலீன் டைகுளோரைடு}}{CHCl - CH_2Cl}$$

10) பதிலீட்டு வினைகள்

சூரிய ஒளியில் மீத்தேனுடன் குளோரின் வினைபட்டு, மீத்தேனிலுள்ள நான்கு ஹைட்ரஜன் அணுக்களை ஒன்றன்பின் ஒன்ருக வெளியேற்றி நான்கு புதிய சேர்மங்களை உண்டாக்குகிறது.

$$CH_4 + Cl_2 \longrightarrow CH_3Cl + HCl$$
மெததில் குளோரைடு

$$CH_3Cl + Cl_2 \longrightarrow CH_2Cl_2 + HCl$$
மெத்திலீன் குளோரைடு

$$CH_2Cl_2 + Cl_2 \longrightarrow CHCl_3 + HCl$$
குளோரோஃபார்ம்

$$CHCl_3 + Cl_2 \longrightarrow HCl_4 + HCl$$
கார்பன டெட்ரா குளோரைடு

குளோரினின் சோதனை

இது பச்சை கலந்த மஞ்சள் நிற வாயு; மூச்சைத் திணற வைக்கும் நெடியுடையது: ஸ்டார்ச்—அயோடைடுத்தாளை நீல நிறமாக்குகிறது; ஈர நீல லிட்மஸ் தாளைச் சிவப்பாக்குகிறது.

பயன்கள்

(1) குளோரின் வாயு நோய்க்கிருமிகளை அழிக்கும் தன்மையுடையதாயிருப்பதால் குடி நீரைச் சுத்தம் செய்வதற்கு இது பயன்படுகிறது. (2) ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம், கார்பன் டெட்ரா குளோரைடு, சலவைத்தூள், குளோரோஃபாம், மற்றும் பல உலோகக் குளோரைடுகள் தயாரிக்கப் பயனுகிறது. (3) மரக்கூழையும், ஆடைகளையும், காகிதங்களையும் வெளுக்க இது பயன்படுகிறது. (4) பெட்ரோலியம் எண்ணெயைச் சுத்திகரிக்கவும், செயற்கை ரப்பர் தயாரிக்கவும், தங்கத்தைப் பிரித்தெடுக்கவும் பயன்படுத்தப்படுகிறது. (5) சாயங்கள், பல மருந்துகள், பூச்சி கொல்லிகள், நச்சு வாயுக்கள் ஆகியவற்றைத் தயாரிக்கப் பயன்படுகிறது.

ஹைட்ரஜன் குளோரைடு

தயாரிக்கும் முறைகள்

(1) சூரிய ஒளியில் குளோரினும், ஹைட்ரஜனும்கூடி ஹைட்ரஜன் குளோரைடு உண்டாகிறது. $H_2+Cl_2 \longrightarrow 2\,HCl$. (2) உலோகக் குளோரைடுகளை அடர் சல்ஃபூரிக் அமிலத்துடன் சூடு செய்யும்போது இவ் வாயு உண்டாகிறது.

$$NaCl + H_2SO_4 \longrightarrow NaHSO_4 + HCl$$
$$2NaCl + H_2SO_4 \longrightarrow Na_2SO_4 + HCl$$

இரண்டாவது வினை 500°C வெப்பநிலையில் நிகழ்கிறது.

சோதனைச்சாலை தயாரிப்பு முறை

ஓர் உருண்டை வடிவக் குடுவையை ஓர் இருதுளை அடைப்பானால் மூடுக. ஒரு துவாரத்தில் திசில்புனலையும், மற்றொரு துவாரத்தில் போக்குக்குழாயையும் பொருத்துக. போக்குக் குழாயின் மறுமுனை அடர் சல்ஃபூரிக் அமிலம் உள்ள வாயு கழுவு சீசாவில் நுழைக்கப்பட்டிருக்கும்படி செய்க. வாயு கழுவு சீசாவையும் வாயு ஜாடியையும் மற்றொரு போக்குக்குழாயில் இணைக்க (படத்தில் வாயு கழுவு சீசா காட்டப்படவில்லை).

படத்தில் காட்டியபடி கருவிகளைப் பொருத்திக் கொண்ட பின் குடுவையில் சாதாரண உப்பையும், திசில் புனலில் அடர் சல்ஃபூரிக் அமிலத்தையும் எடுத்துக்கொள்க. இவை இரண்டையும் ஒன்று சேர்த்துப் பின்னர் சூடுசெய்க. அவை கீழ்க் கண்ட சமன்பாட்டின்படி வினைபட்டு ஹைட்ரஜன் குளோரைட்டைக் கொடுக்கிறது.

$$NaCl + H_2SO_4 \longrightarrow NaHSO_4 + HCl$$
$$2NaCl + H_2SO_4 \longrightarrow NaSO_4 + 2HCl$$

இவ்வாறு உண்டான ஹைட்ரஜன் குளோரைடு வாயுவைக் கழுவு சீசாவிலுள்ள அடர் சல்ஃபூரிக் அமிலத்தின் மூலம் செலுத்தி, உலர்த்திப் பின்னர் வாயு ஜாடியில் காற்றை மேல் முகப்பெயர்ச்சி செய்து சேகரிக்க.

இயற்பியல் பண்புகள்

ஹைட்ரஜன் குளோரைடு நிறமற்ற, நெடி உடைய, காற்றைவிட அதிக அடர்த்தி எண்ணுள்ள வாயு. இது ஈரக் காற்றுடன் வெண்புகை உண்டாக்கக் கூடியது. இது நீரில் எளிதிலும், அதிக அளவிலும் கரையக்கூடியது. வெப்பநிலை 0°C ஆக இருக்கும்போது 1 க. செ. மீ. நீரில் 500 க. செ. மீ. ஹைட்ரஜன் குளோரைடு கரைகிறது. இதன் மிகையான கரைதிறனை ஊற்றுச் சோதனை மூலம் (Fountain experiment) தெளிவு படுத்தலாம்.

ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம்

ஹைட்ரஜன் குளோரைடு வாயுவை நீரில் கரைத்தால் ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம் கிடைக்கிறது. ஹைட்ரஜன்

குளோரைடு நீரில் அதிகமாகக் கரையக்கூடியதாக இருப்பதால் வாயுவரும் போக்குக்குழாயை ஒரு பெரிய புனலின் குழாய்ப் பக்கத்தில் பொருத்தி அதன் அகன்ற வாய்ப்பகுதி முகவையி லுள்ள நீரைத் தொட்டுக்கொண்டிருக்குமாறு அமைத்துக் கொள்ளவேண்டும்.

இயற்பியல் பண்புகள்

ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம் நிறமற்ற திரவம் ஈரக்காற்றில் புகையும் தன்மை உடையது. அடர் ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தில் சுமார் எடையளவில் 32% ஹைட்ரஜன் குளோரைடு வாயு கரைந்துள்ளது.

வேதிப்பண்புகள்

(1) ஹைட்ரஜன் குளோரைடு வாயுவையும் அம்மோனி யாவையும் கலந்தால் அடர் வெண்புகையாக அம்மோனியம் குளோரைடு உண்டாகிறது. $NH_3 + HCl \longrightarrow NH_4Cl$. (2) சூடு படுத்தப்பட்ட சோடியம், சிங்க் போன்ற உலோகங்களின் மீது ஹைட்ரஜன் குளோரைடைச் செலுத்தினால் உலோகக் குளோரைடும், ஹைட்ரஜனும் உண்டாகின்றன.

$$2Na + 2HCl \longrightarrow 2NaCl + H_2$$

$$Mg + 2HCl \longrightarrow MgCl_2 + H_2$$

(3) நீர்த்த ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம் உலோகங்களுடன் வினைபட்டு ஹைட்ரஜனையும், உலோகக் குளோரைடையும் கொடுக்கிறது.

$$Zn + 2\,HCl \longrightarrow ZnCl_2 + H_2$$

$$2Na + 2HCl \longrightarrow 2\,NaCl + H_2$$

(4) உலோக ஆக்சைடுகளும், ஹைட்ராக்சைடுகளும், கார்பனேட்டுகளும் ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்துடன் கீழ்க் கண்டபடி வினைபுரிகிறது.

$$MgO + 2HCl \longrightarrow MgCl_2 + H_2O$$

$$NaOH + HCl \longrightarrow NaCl + H_2O$$

$$CaCO_3 + 2HCl \longrightarrow CaCl_2 + H_2O + CO_2 \uparrow$$

(5) ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தைப் பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட், பொட்டாசியம் டைகுரோமேட், மாங்

கனீஸ்-டை-ஆக்ஸைடு போன்ற ஆக்ஸிஜனேற்றிகளுடன் வினைபடுவதினால் அது குளோரினாக ஆக்சிஜனேற்றமடைகிறது.

$$2\,KMnO_4 + 16\,HCl \longrightarrow 2\,KCl + 2\,MnCl_2 + 8\,H_2O + 5\,Cl_2 \uparrow$$

$$K_2CrO_7 + 14\,HCl \longrightarrow 2\,KCl + 2\,CrCl_3 + 7\,H_2O + 3\,Cl_2 \uparrow$$

$$MnO_2 + 4\,HCl \longrightarrow MnCl_2 + 2\,H_2O + Cl_2 \uparrow$$

(6) காரீயம், சில்வர், மெர்க்குரஸ் ஆகிய உப்புகளின் கரைசலுடன் ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தைக் கலந்தால் உலோக குளோரைடுகள் வீழ்படிவாகக் கிடைக்கின்றன.

$$Pb(NO_3)_2 + 2\,HCl \longrightarrow PbCl_2 \downarrow + 2\,HNO_3$$

$$AgNO_3 + HCl \longrightarrow AgCl \downarrow + HNO_3$$

$$Hg_2(NO_3)_2 + 2\,HCl \longrightarrow Hg_2Cl_2 \downarrow + 2\,HNO_3$$

பயன்கள்

தொழிற்சாலை முறையில் குளோரின் தயாரிக்கவும், ராஜத் திராவகம் தயாரிக்கவும் இது பயன்படுகிறது. அச்சுத்தொழில், சாயத்தொழில், நாகமுலாம் பூசும் தொழில் ஆகியவற்றில் இது பயனாகிறது. சோதனைச்சாலையில் மிகவும் முக்கியமான கரணியாகப் பயன்படுகிறது.

ஹாலஜன் குடும்பம்

(Halogen family)

தனிம வரிசை அட்டவணையில் VII-A தொகுதியில் ஃப்ளூரின், குளோரின், புரோமின், அயோடின் ஆகிய தனிமங்கள் இடம் பெற்றுள்ளன. இத் தனிமங்கள் உலோகங்களுடன் வினைபட்டுக் கடல் உப்புகளை ஒத்திருக்கும் சேர்மங்களை உண்டாக்குவதால், இவற்றை உப்பீனிகள் என வழங்குகிறோம். இவைகள் காணப்படும் தொகுதி உப்பீனிகள் குடும்பம் எனப் பெயரிடப்பட்டுள்ளது. ஹாலஜன் (halogen) என்றால் உப்பைத்தருவது என்று பொருள். இந்த நான்கு தனிமங்களும் ஒரே தொகுதியில் காணப்படுவதால் (1) இவை இயற்பியல் வேதிப்பண்புகளில் ஒத்தும், (2) அதே சமயத்தில் அணு எடை அதிகரிப்பிற்கு ஏற்பப் பண்புகளில் படிப்படியான மாற்றங்களுடனும் இருக்கின்றன. இத் தனிமங்களின் அணுக்கள்

தங்கள் அமைப்பில் கடைசி கோளப்பாதையில் ஏழு எலெக்ட்ரான்களைப் பெற்றிருக்கின்றன. இதனால் இவை, உலோகங்கள், நேர்மின் தன்மை வாய்ந்த தனிமங்கள் இவற்றிலிருந்து ஓர் எலெக்ட்ரானை எளிதில் பெறும் தன்மை வாய்ந்தவை. இப் பண்பினால் ஹாலஜன்களின் வலுஎண் ஒன்றாகவும், அவற்றின் மின்னேற்றம் எதிர் மின்னேற்றமாகவும் இருக்கின்றன. ஹாலஜன் குடும்பத்தின் முதல் தனிமமான ஃப்ளூரின்,மற்ற ஹாலஜன்களிலிருந்து வேறுபட்டுச் சில சிறப்புப் பண்புகளைக் கொண்டிருக்கிறது. உப்பீனிகள் குடும்பத்தில் உள்ள தனிமங்களின் ஒத்த பண்புகள், பண்புகளில் ஏற்படும் சீரான மாற்றம் முதலியவற்றை, குளோரின், புரோமின், அயோடின் தனிமங்களை மட்டும் ஆராய்ந்து கண்டறியலாம்.

உப்பீனிகளிடையே காணப்படும் ஒத்த இயல்புகளை முதலில் நாம் ஆராய்வோம்.

நான்கு தனிமங்களும் சிறந்த அலோகங்கள். மிக்க வீரியமுள்ளவையாக இருப்பதால் இயற்கையில் இவை தனிம நிலையில் காணப்படுவதில்லை. இவற்றின் அணு அமைப்பில் கடைசி கோளப்பாதையில் ஏழு எலெக்ட்ரான்களைப் பெற்றிருக்கின்றன. ஓர் இணை எலெக்ட்ரான்களைத் தங்களுக்குள் பகிர்ந்து கொள்வதன்மூலம் இத் தனிம அணுக்கள் தங்களுக்கு மிக அருகிலுள்ள மந்த வாயுக்களின் எலெக்ட்ரான் அமைப்பைப் பெறுகின்றன. இதனால் இத் தனிமங்கள் யாவும் ஈரணு (diatomic) மூலக் கூறுகள். எட்டெண் எலெக்ட்ரான் அமைப்பைப் பெறுவதற்கு மிக எளிதில் ஓர் எலெக்ட்ரானை அடைகின்றன. எலெக்ட்ரானை ஏற்பதில் அதிக நாட்டம் கொண்டிருப்பதால், (electron affinity) இவை சிறந்த ஆக்ஸிஜனேற்றிகள். இவற்றின் நீர்க்கரைச்சல்கள் அமிலத்தன்மை வாய்ந்தவை.

தயாரிக்கும் முறை

ஹாலஜன்கள் யாவும் ஒத்த முறையில் சோதனைச்சாலையில் தயாரிக்கப்படுகின்றன. ஓர் உலோக ஹாலைடை. அடர் சல்ஃப்யூரிக் அமிலம், மாங்கனீஸ்-டை-ஆக்ஸைடு இவற்றுடன் சூடுபடுத்த ஹாலஜன் கிடைக்கிறது.

$$2KX + 3H_2SO_4 + MnO_2 \longrightarrow 2KHSO_4 + MnSO_4 + 2H_2O + X_2\uparrow$$ (X = Cl அல்லது Br அல்லது I)

இயற்பியல் பண்புகள்

ஃப்ளூரினிலிருந்து அயோடின் வரை இவற்றின் இயற்பியல் பண்புகளில் ஒரு சீரான மாற்றம் காணப்படுகிறது. இவற்றைக் கீழ்க்கண்ட அட்டவணை விளக்குகிறது.

பண்புகள்	ஃப்ளூரின்	குளோரின்	புரோமின்	அயோடின்
1. அணு எடை எண்	19	35·45	79·91	126·92
2. அணு எண்	9	17	35	53
3. நிறம்	இலேசான மஞ்சள்	பசுமை கலந்த மஞ்சள்	ஆரஞ்சு	ஊதா
4. பௌதிக நிலை	வாயு	வாயு	நீர்மம்	திண்மம்
5. உருகு நிலை	−223°C	−101·6°C	−7·2°C	+113·5°C
6. கொதி நிலை	−187°C	−346°C	+58·7°C	+184·3°C
7. வலு எண்	ஒன்று	ஒன்று	ஒன்று	ஒன்று

வேதிப் பண்புகள்

ஹாலஜன்களின் வீரியத்தன்மை, அவற்றின் எலெக்ட்ரான் கவர் ஆற்றல் (Electro-negativity) குறைவுக்கேற்பப் படிப்படியாகக் குறைகிறது.

(1) எலெக்ட்ரான் கவர் ஆற்றல்

ஹாலஜன்களின் தனிம அணுக்கள் கடைசி கோளப் பாதையில் ஏழு எலெக்ட்ரான்களைப் பெற்றிருப்பதால், ஓர் எலெக்ட்ரானை மிக எளிதில் ஏற்று எட்டெண் எலெக்ட்ரான் அமைப்பைப் பெறுகின்றன. இத்தன்மை, எலெக்ட்ரானிடம் அவற்றிற்குள்ள நாட்டத்தை விளக்குகிறது. இதனுல் உப்பீனிகள்யாவும் சிறந்த ஆக்ஸிஜனேற்றிகள். ஃப்ளூரின் அணு மிகச் சிறியதாக இருப்பதால், எலெக்ட்ரானை மிக எளிதில் ஏற்றுச் சிறந்த ஆக்ஸிஜனேற்றியாகத் திகழ்கிறது. அயோடின் எலெக்ட்ரானை மிக அரிதில் ஏற்கிறது. ஹாலஜன்கள் யாவும்

எதிர்மின்னேற்றம் பெற்றவை. ஒரு தனிமத்தின் எலெக்ட்ரான் கவர் ஆற்றல் (Electronegativity) என்பது, அத் தனிமம் சமவலுப் பிணைப்பில் எலெக்ட்ரானை ஏற்கும் திறனைக் குறிப்பதாகும். சிறிய அணுக்கள் அதிக எலெக்ட்ரான் கவர் ஆற்றலைப் பெற்றுள்ளன. உப்பீனிகள் குடும்பத்தில் ஃப்ளூரினிலிருந்து அயோடின் வரை எலெக்ட்ரான் கவர் ஆற்றல் படிப்படியாகக் குறைகிறது.

(2) நீருடன் வினை

ஃப்ளூரின் இருளிலும், குறைந்த வெப்பநிலையிலும் நீரைச் சிதைக்கிறது. குளோரின் சூரிய ஒளியின் முன்னிலையில் நீரில் கரைந்து அதை மெதுவாகச் சிதைவடையச் செய்கிறது. புரோமின் மிகப் பிரகாசமான சூரிய ஒளியில் இலேசாகக் கரைந்து நீரை மிக மெதுவாகச் சிதைவடையச் செய்கிறது. அயோடின் நீரைச் சிதைவடையச் செய்வதில்லை.

(3) ஹைட்ரஜனுடன் வினை

ஃப்ளூரின் ஹைட்ரஜனுடன் இருளிலும் வினை புரிகிறது; குளோரின், சூரிய ஒளியில், மிக வீரியத்துடனும், ஒரு வெடிச் சத்தத்துடனும் ஹைட்ரஜனுடன் கூடுகிறது. புரோமின் வெப்பப்படுத்தப்பட்டால்தான் ஹைட்ரஜனுடன் வினைபுரிகிறது. அயோடின் அதிக வெப்பநிலையில், வினை வேக மாற்றியின் முன்னிலையில்தான் ஹைட்ரஜனுடன் வினைபடும். இவ்வெல்லா வினைகளிலும் ஹைட்ரஜன் ஹாலைடுகள் உண்டாகின்றன.

(4) உலோகங்கள், அலோகங்களுடன் வினை

உப்பீனிகள் அநேகமாக எல்லா உலோகங்களுடன் வினைபடுகின்றன. ஆக்ஸிஜன், நைட்ரஜன் இவற்றைத் தவிர மற்ற அலோகங்களுடன் குளோரினும், புரோமினும் கூடுகின்றன. அயோடின், பாஸ்ஃபரஸ், ஆர்சனிக் இவற்றுடன்தான் வினைபடுகிறது.

(5) ஹைட்ரஜன் அமிலங்களின் நிலைப்புத்தன்மை

ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலம் மிகவும் நிலையானது; ஹைட்ரோ புரோமிக் அமிலம் குறைந்த நிலைப்புத் தன்மையுடையது; ஹைட்ரோ அயடிக் அமிலம் நிலையற்றது.

(6) வீரியத்தன்மை

குளோரின், புரோமின், அயோடின் இரண்டையும்விட அதிக வீரியம் வாய்ந்தது; இது, புரோமைடுகள், அயோடைடுகள் இவற்றிலிருந்து முறையே புரோமின், அயோடினை வெளியேற்றும்:

$$2KBr + Cl_2 \longrightarrow 2KCl + Br_2$$
$$2KI + Cl_2 \longrightarrow 2KCl + I_2$$

புரோமின் குளோரினைவிடக் குறைந்த வீரியம் வாய்ந்தது. அயோடைடுகளிலிருந்து அயோடினை வெளியேற்றுகிறது.

$$2KI + Br_2 \longrightarrow 2KBr + I_2$$

அயோடின் மிகக் குறைந்த வீரியம் உள்ளது. குளோரின். புரோமின் இவற்றின் உப்புகளிலிருந்து அது வெளியேற்ருது.

(7) காரங்களுடன் வினை

ஹாலஜன்கள் மூன்றும் குளிர்ந்த நீர்த்த காரக் கரைசலுடன் ஹாலைடுகளையும், ஹைப்போ ஹாலைடுகளையும் கொடுக்கின்றன. சூடான, அடர் காரக் கரைசலுடன் ஹாலைடுகள், ஹாலேட்டுகள் இவற்றை உண்டாக்குகின்றன.

(8) நிறம் நீக்கும் தன்மை

குளோரின், நீரின் முன்னிலையில் சிறந்த நிறம் நீக்கியாகச் செயல்படுகிறது. புரோமின் குளோரினைவிடச் சற்று மெதுவாக நிறம் நீக்குகிறது. அயோடினுக்கு நிறம் நீக்கும் பண்பு கிடையாது.

(9) ஸ்டார்ச்சுக் கரைசலுடன் வினை

குளோரினும், புரோமினும் எவ்வித நிறமாற்றத்தையும் ஏற்படுத்துவதில்லை. அயோடின் ஸ்டார்ச்சுக் கரைசலைக் கரு நீல நிறமாக்குகிறது.

(10) ஆக்சிஜனேற்றப் பண்பு

குளோரின் வீரியமிக்க ஆக்ஸிஜனேற்றி; புரோமின் வீரியம் குறைந்த ஆக்ஸிஜனேற்றி; அயோடின் மிக மிகக் குறைந்த ஆக்ஸிஜனேற்றப் பண்பு உடையது.

வினாக்கள்

1. தொழிற்சாலையில் தூய குளோரினை எவ்வாறு தயாரிப்பாய் ?

2. குளோரின், புரோமின், அயோடின் ஆகிய மூன்றும் ஒரே குடும்பத்தைச் சார்ந்தவை என்பதைக் காரணம் காட்டி விளக்குக.

3. குளோரினிலிருந்து கீழ்க்கண்டவற்றை எவ்வாறு தயாரிப்பாய் ?

   1. பொட்டாசியம் குளோரேட்டு. 2. சலவைத் தூள். 3. சோடியம் ஹைப்போ குளோரைட்டு.

4. கீழ்க்காணும் வினைகளில் ஏற்படும் மாற்றங்களைச் சமன்பாடுகளுடன் விளக்குக :

   (a) பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட்டு அடர் HCl உடன் வினைபடுதல். (b) குளோரினைக் காரக் கரைசலுடன் வினைபடுத்துதல், (c) சல்ஃபர்-டை-ஆக்சைடு கரைசலின் வழியாகக் குளோரின் வாயுவைச் செலுத்துதல். (d) குளோரின் மீத்தேனுடன் வினைபடுத்துதல். (e) பூரித ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு கரைசலினூடே குளோரினைச் செலுத்துதல். (f) நீற்றின சுண்ணாம்புடன் குளோரினைச் சேர்த்தல்.

5. கீழ்க்கண்டவற்றைக் காரணம் காட்டி விளக்குக :

   (a) குளோரின் ஒரு சிறந்த ஆக்ஸிஜனேற்றி.
   (b) குளோரின் ஒரு நிறம் நீக்கி.

6. கீழ்க்காணும் தனிமங்களை ஆக்ஸிஜனேற்றும் பண்பு, வீரியத்தன்மை இவற்றின் ஏறு வரிசையில் அமைக்கவும்:

   F_2, Br_2, I_2, Cl_2.

22. சல்ஃபர்

(Sulphur)

குறியீடு, S; அணு எண், 16; அணு எடை எண், 32·06; வலு எண்கள்-2, 4, 6.

சல்ஃபர் பல நூற்றாண்டுகளுக்கு முன்பே தெரிந்திருக்கிறது. பண்டைய இந்திய மருத்துவ நூல் ஒன்றிலிருந்து 2500 ஆண்டுகளுக்கு முன்பே சல்ஃபர் பயன்படுத்தப்பட்டு வந்தது என்று அறியலாம். சீனர்கள் இதை வெடிமருந்து தயாரிக்கப் பயன்படுத்தினர் என்பதற்கு ஆதாரம் உள்ளது. 1777-ல் லெவாய்சிரியர் என்ற வேதியியல் வல்லுநர் சல்ஃபர் என்பது ஒரு தனிமம் என்பதனை நிரூபித்தார். சல்ஃபர் என்ற பெயர் சல்வரி என்ற சம்ஸ்கிருதச் சொல்லிலிருந்து வந்ததென்பது மொழி நூலறிஞர் முடிவாகும். சல்வரி (Sulvari) என்றால் தாமிரத்தின் எதிரி என்பது பொருள்.

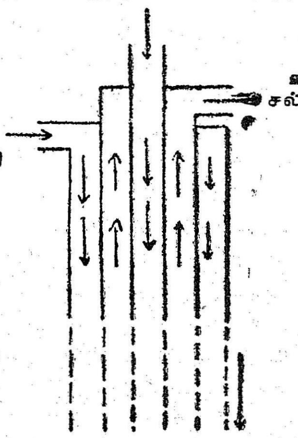
கிடைக்குமிடம்

சல்ஃபர் இயற்கையில் தனிம நிலையிலும், சேர்மங்களாகவும் கிடைக்கிறது. சிசிலி, ஜப்பான், மெக்ஸிகோ போன்ற நாடுகளில் எரிமலைப் பகுதிகளில் சல்ஃபர் தனிம நிலையில் காணப்படுகிறது. இயற்கையில் இதன் சேர்மங்கள் மிகுதியாகப் பரந்து கிடக்கின்றன. எடுத்துக்காட்டாக : கலீனா — Pbs, சிங்க் பிளண்ட்—ZnS, சின்னபார்—HgS, அயர்ன் பைரட்டுகள்—FeS_2, காப்பர் பைரட்டுகள்—$CuFeS_2$ முதலியன. சல்ஃபர் அதன் சல்ஃபேட்டுகளாகவும்காணப்படுகிறது. சில முக்கியசல்ஃபேட்டுகளாவன: ஜிப்ஸம்—$CaSO_4 . 2H_2O$, எப்ஸம் உப்பு—$MgSO_4 . 7H_2O$ முதலியன.

சல்ஃபரைப் பிரித்தெடுத்தல்

இயற்கையில் கிடைக்கும் சல்ஃபர் தூய நிலையில் இருப்பதில்லை. மண், கல் போன்ற மாசுகளுடன் கலந்து காணப்படுகிறது. இவற்றை நீக்கித் தூய சல்ஃபரைப் பெறுவதற்கு இரு முறைகள் மேற்கொள்ளப்படுகின்றன.

சிசிலிய முறையில் சல்ஃபர் குவியல்களை ஒரு சாய்வான தளத்தின் மேல்பகுதியில் வைத்து, தீயிட்டு, உருகிய சல்ஃபரை மர அச்சுகளில் செலுத்திக் குளிர வைத்தால் திண்ம சல்ஃபர் கிடைக்கிறது.



படம் 46.
ஃபிராஷ் முறையில் சல்ஃபரைப் பிரித்தெடுத்தல்

அமெரிக்க நாட்டில் பயன்படுத்தப்பட்ட ப்ராஷ் (Frasch) முறையில் பூமிக்கு மிக அடியில் உள்ள சல்ஃபர் படிவுகளைத் தொடும்படி ஒன்றிற்குள் ஒன்று நுழையும் ஒரு மையக் குழாய்கள் (concentric tubes) மூன்றைச் செலுத்தி, வெளிக்குழாய் (outermost tube) வழியாக அதிக அழுத்தத்தில் அதிக வெப்ப நிலைக்கு (155°) சூடுபடுத்தப்பட்ட கொதி நீராவியைச் செலுத்தி சல்ஃபர் உருகச் செய்யப்படுகிறது. உட்குழாய் (Inner most tube) வழியாகச் செலுத்தப்படும், சூடான, மிகுந்த அழுத்தமுள்ள காற்று உருகிய சல்ஃபரை நடுக் குழாய் (middle tube) வழியாக மேலே தள்ளி வெளியேற்றுகிறது. சல்ஃபர் குழம்பு மரத் தொட்டிகளில் குளிரச் செய்யப்படுகிறது. இவ்வாறு கிடைக்கும் சல்ஃபர் 99 — 99.9% தூய்மையானது.

இயற்பியல் பண்புகள்

சல்ஃபர் மஞ்சள் நிறமுள்ள படிக வடிவமுள்ள திண்மம், நீரில் கரையாது. கார்பன்—டை—சல்ஃபைடில் எளிதில் கரைகிறது. சல்ஃபர் வெப்பம், மின்சாரம் இவற்றைக் கடத்தாது. குறைந்த ஒப்பு அடர்த்தியைப் பெற்றுள்ளது.

சல்ஃபரின்மீது வெப்பத்தின் செயல்

சல்ஃபரைச் சூடுபடுத்தும்போது பலவகை மாற்றங்கள் நிகழ்கின்றன. ஒரு சோதனைக் குழாயிலிட்டு வெப்பப் படுத்தும்போது, சல்ஃபர், 114°C-ல் வெளிர் மஞ்சள் நிற இயக்கமுறு மஞ்சள் நிற (Mobile) நீர்மமாக மாறுகிறது. மேலும், சூடுபடுத்தும்போது அதன் அடர்வு, நிறம் இவை அதிகரித்துக்கெட்டியான ஆழ்ந்த நிறமுள்ள நீர்மத்தைக் கொடுக்கிறது. 250°C-ல் இந்த நீர்மம், இயக்கமுறு தன்மையை இழக்கிறது. மேலும் வெப்பப் படுத்தினுல் அதன் அடர்வுகுறைந்து, 445°C-ல் கொதித்து, மஞ்சள் நிற ஆவியை வெளியேற்றுகிறது. இந்த ஆவி, சோதனைக் குழாயின் குறைந்த பாகங்களில் சுருங்கிப் படிக வடிவமுள்ள பூ சல்ஃபர் (Flowers of Sulphur) என்ற திண்மத்தைப் படியச் செய்கிறது. சல்ஃபரைக் குளிர்ச்சியடையச் செய்தால் மேற்கூறிய மாறுதல்கள் தலைகீழாக நடைபெறுகின்றன. சல்ஃபரின் கொதி நிலையைவிட உயர்ந்த வெப்பநிலைகளில் அதன் ஆவி அடர்த்தி கண்டறியப்பட்டது. இந்த முடிவுகள், கொதிநிலையில் S_8 என உள்ள சல்ஃபர், சீராக S_4, S_2 மூலக் கூறுகளாகச் சிதைவடைகிறது என விளக்குகின்றன.

சல்ஃபரின் புறவேற்றுமை (Allotropy of Sulphur)

பல தனிமங்கள், குறிப்பாக அலோகங்கள், திட நிலையில் இரண்டு அல்லது அதற்கு மேற்பட்ட வடிவங்களைப் பெற்று, எல்லா இயற்பியல் பண்புகளிலும், ஒருசில வேதிப் பண்புகளிலும் மாறுபட்டிருக்கும் தன்மைக்குப் புறவேற்றுமை எனப் பெயர்.

இப் பண்பில் ஒரே தனிமம், ஒரே இயற்பியல் நிலையில், பல்லுருவங்களைப் (Polymorphs) பெற்றிருக்கின்றன. இம் மாறுபட்ட உருவங்களைப் புற வேற்றுருவங்கள் (Allotropes) என வழங்குகிறோம். கார்பன், பாஸ்ஃபரஸ், சல்ஃபர் போன்ற அலோகங்களும், டின், செலினியம் போன்ற உலோகங்களும் இப் பண்பைக் காட்டுகின்றன. இப் புற வேற்றுருவங்கள், நிறம், உருகுநிலை, அடர்த்தி, கரைதிறன், படிக வடிவம், உள்ளுறை ஆற்றல் முதலிய இயற்பியல் பண்புகளிலும், சில வேதிப் பண்பு

களிலும், வேறுபட்டு விளங்குகின்றன. எடுத்துக்காட்டாக, ஓஸோன், ஆக்ஸிஜன், பாஸ்பரஸின் இருவகைகள் மாறுபட்ட வேதிப் பண்புகளைப் பெற்றுள்ளன. ஆனால் இவை ஒவ்வொன்றிலுமுள்ள எல்லாப் புறவேற்றுருவங்களும் குறிப்பிட்ட ஒரே தனிமத்தைப் பெற்றுள்ளன என நிரூபிக்கலாம். ஒரு மூலக் கூறிலுள்ள அணுக்களின் எண்ணிக்கையிலுள்ள வித்தியாசம் இவைதான், பலபுறவேற்றுருவங்கள் உண்டாவதற்குக்காரணம் எனக் கூறப்பட்டுள்ளது. பொதுவாகப் பல அணுக்களைக் கொண்ட அலோகத் தனிமங்கள் புறவேற்றுமையைக் காண்பிக்கின்றன.

புறவேற்றுமையில் பலவகைகள் உள்ளன. அவற்றைக் கீழ்க்கண்டவாறு விளக்கலாம்:

(1) மோனோட்ராபி (Monotrophy)

இவ்வகையில் ஒரு புறவேற்றுருவம் நிலையானது; மற்றவை நிலையற்றவை. நிலையற்ற புறவேற்றுருவங்கள் பலவகையில் நிலையானதாக மாறுகின்றன.

(2) இனன்ஷியோட்ராப்பி (Enantiotropy)

இவ்வகையில் ஒரு புறவேற்றுருவம் ஒரு குறிப்பிட்ட வெப்பநிலை வரை நிலையாக இருக்கிறது; மற்றொரு வெப்பநிலையான இடைநிலை வெப்பநிலையில் (transition temperature) வேறுவகைப் புறவேற்றுருவமாக மாறுகிறது. இனன்ஷியோட்ரரப்பி மீள்தன்மை (reversible) வாய்ந்தது. மோனோட்ராப்பி மீள்தன்மையற்றது (non-reversible).

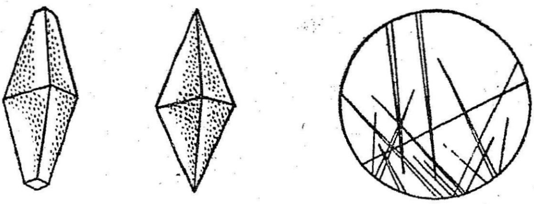
இயக்கப் புறவேற்றுமையில் (dynamic allotrophy) இரண்டு புறவேற்றுருவங்கள் சேர்ந்து ஒரு சமநிலையில் இருக்கின்றன. சமநிலையிலுள்ள ஒவ்வொருவகையின் சதவீதத்தையும், வெப்பநிலை, அழுத்தம் இவற்றைக் கொண்டு குறிப்பிடலாம்.

சல்ஃபரின் புறவேற்றுமை இனன்ஷியோட்ராப்பி வகையைச் சார்ந்தது. இது மூன்று வடிவங்களில் காணப்படுகிறது. அவை (a) சாய்சதுரக் கந்தகம் (rhombic sulphur); (b) ஊசிக் கந்தகம் (mono-clinic sulphur); (c) களிக்கந்தகம் (plastic sulpur).

(a) சாய் சதுரக் கந்தகம்

இது α—சல்ஃபர் எனவும் வழங்கப்படுகிறது. கார்பன் டைசல்ஃபைடு என்னும் கரைப்பானில் கரைந்த உருளை கந்தகத்தின் தெளிவான கரைசலை ஒரு கண்ணாடி அகலில்

வைத்துத் தானுக ஆவியாகுமாறு காற்றில் வைக்கவேண்டும். நீர்மம் மெதுவாக ஆவியாகி இளமஞ்சள் நிறமுள்ள, சாய்சதுர படிக வடிவமுடைய கந்தகத்தை உண்டாக்குகிறது. இதன்



படம் 47.

சல்ஃபரின் புறவேற்றுருவங்கள்

உருகுநிலை 114·5°C. கொதிநிலை 445°C. α—சல்ஃபரின் ஒப்படர்த்தி 2·06. இது கார்பன்—டை—சல்ஃபைடில் நன்கு கரைகிறது. நீரில் கரைவதில்லை. இவ்வகைக் கந்தகம் மிகவும் நிலையானது. 95·6°C-ல் இது ஊசிக் கந்தகமாக மாறுகிறது.

(b) ஊசிக்கந்தகம்

இது β—சல்ஃபர் எனவும் வழங்கப்படுகிறது. பொடி செய்யப்பட்ட உருளைக் கந்தகம் ஒரு மூசையில் எடுத்துக்கொண்டு உருவாக்கப்படுகிறது. உருகிய நீர்மம் மெதுவாகக் குளிர்ச்சியடையும்போது நீர்மத்தின் மேற்பரப்பில் ஒரு திண்ம ஏடு தோன்றுகிறது. அந்த ஏட்டை ஊசியால் துளையிட்டு அந்த துவாரத்தின்மூலம் உள்ளேயிருக்கும் நீர்மத்தை ஊற்றி நீக்கி விடவேண்டும். இப்போது ஏட்டை (crust) அகற்றிவிட்டு மூசையின் உட்புறம் நோக்கினுல், ஆழ்ந்த மஞ்சள் நிறமுடைய ஊசி போன்ற நீண்ட ஊசிக் கந்தகப் படிகங்கள் காணப்படும். இவ்வகைக் கந்தகம் 119°C-ல் உருகுகிறது. இது கார்பன்—டை—சல்ஃபைடில் கரையும். சாதாரண வெப்ப அழுத்த நிலைகளில் இது நிலையற்றது. ஊசிக் கந்தகப் படிகங்கள் மெதுவாகப் பொறிந்து சாய்சதுரக்கந்தகமாக மாறுகிறது. β—சல்ஃபர் 96°C வெப்பநிலைக்கு மேல்தான் நிலையாக உள்ளது. இவ் வெப்ப நிலைக்கு இடைநிலை வெப்பநிலை எனப் பெயர் (Transition temperature)

$$\alpha\text{—சல்ஃபர்} \overset{96°C}{\rightleftharpoons} \beta\text{-சல்ஃபர்}$$

96°C-ல் இருவகை சல்ஃபரும் ஓர் இயங்குச்சமநிலையில் இருக்கின்றன.

(c) களிக்கந்தகம்

γ-சல்ஃபர் என்பது இதன் மற்ெருரு பெயர். உருளைக்கந்தகத்தை அது உருகிக் கொதிக்கும் வரையில் சூடேற்றவேண்டும் பிறகு கொதிநிலையிலுள்ள திரவத்தைக் குளிர்ந்த நீரில் ஊற்றித் தீடீரெனக் குளிரவைத்தால் களிக்கந்தகம் கிடைக்கிறது. இஃது ஆழ்ந்த பழுப்பு நிறமுள்ள இரப்பரைப் போன்ற ஒரு பொருள். இது படிக வடிவமற்றது. கார்பன்-டை-சல்ஃபைடில் கரைவதில்லை. இதற்கெனக் குறிப்பிட்ட உருகுநிலை கிடையாது. β-சல்ஃபரைவிடக் குறைந்த நிலைப்புத்தன்மை உள்ளது. இஃது எளிதில் சாய்சதுரக் கந்தகமாக மாறிவிடுகிறது.

கீழ்க்காணும் அட்டவணை, இம் மூன்றுவகைக் கந்தகங்களுக் கிடையேயுள்ள இயற்பியல் பண்புகளின் வேறுபாடுகளை விளக்குகிறது.

பண்புகள்	α-சல்ஃபர்	β-சல்ஃபர்	γ-சல்ஃபர்
1. நிறம்	வெளிர் மஞ்சள்	ஆழ்ந்தமஞ்சள்	பழுப்பு நிறம்
2. படிகநிலை	சாய்சதுர படிக நிலையுள்ளது	ஊசி வடிவ முள்ள படிகங்களாயுள்ளது	படிக வடிவற்றது
3. ஒப்பு அடர்த்தி	2·06	1·96	1·92
4. உருகுநிலை	112·8°	119°	குறிப்பிட்ட உருகுநிலை இல்லை
5. கார்பன்-டை-சல்ஃபைடில் கரையும் தன்மை	கரைகிறது	கரைகிறது	கரைவதில்லை
6. சாதாரண வெப்பநிலையில் நிலைத் தன்மை	மிகவும் நிலையானது	நிலையற்றது; சாய் சதுரக் கந்தகமாக மாறி விடுகிறது.	நிலையற்றது ; சாய் சதுரக் கந்தகமாக மாறுகிறது.

புறவேற்றுமையின் நிரூபணம்

இம் மூவகைக்கந்தகங்களும் இயற்பியல் பண்புகளிலும், வடிவங்களிலும் வேறுபட்டிருந்தாலும், இம் மூன்றும் ஒரேவகைத் தனிமமே என்பதைப் பின்வரும் கருத்துகள் நிரூபிக்கின்றன:

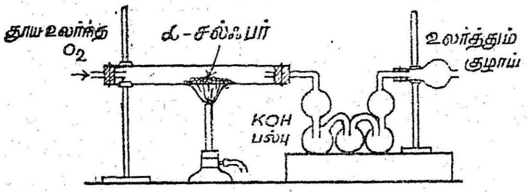
(1) இம் மூன்று வகைக்கந்தகங்களும் காற்றில் அல்லது ஆக்ஸிஜனில் எரிந்து ஒரே விளைபொருளான சல்ஃபர்டை ஆக்ஸைடைக் கொடுக்கின்றன.

(2) அடர் நைட்ரிக் அமிலத்துடன் சூடுபடுத்தப்படும் போது, கந்தகங்களும் சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்தையே கொடுக்கின்றன.

(3) சம எடையுள்ள இம் மூன்று வகைக்கந்தகங்களையும் தனித்தனியே காற்றில் எரிந்து சல்ஃபர் டைஆக்ஸைடாக மாற்றினால், சம எடையில் சல்ஃபர் டைஆக்ஸைடு கிடைக்கிறது.

(4) மற்றொரு பொருளின் உதவியின்றி இம் மூன்று வகை சல்ஃபரும் ஒன்று மற்றொருவகை மாறும் தன்மை பெற்றுள்ளது.

கீழ்க்காணும் சோதனை இம் மூன்று வகை சல்ஃபரும் கந்தகத்தைத்தான் பெற்றிருக்கின்றன என்பதை ஐயமற வலியுறுத்துகிறது.



படம் 48.

சல்ஃபரின் புறவேற்றுமையை நிரூபிக்கும் சோதனை

ஒரு குறிப்பிட்ட எடையுள்ள சாய்சதுரக் கந்தகத்தை ஒரு சிறிய பீங்கான் ஓடத்தில் எடுத்துக்கொண்டு, அதை ஓர் எரிகுழாயினுள் வைத்து, அதனூடே ஆக்சிஜனைச் செலுத்திச் சூடுபடுத்த வேண்டும். எடை நிர்ணயிக்கப்பட்ட, அடர் பொட்டாசியம் ஹைட்ராக்சைடு கரைசலைக் கொண்டுள்ள பொட்டாஷ் குடுவைகளைப் படத்தில் காட்டியபடி எரிகுழாயின் மறுமுனையுடன் இணைக்க வேண்டும். வெளிவரும் சல்ஃபர் டைஆக்ஸைடு பொட்டாசியம் ஹைட்ராக்ஸைடில் கரைகிறது. கந்தகம் முழுவதும் எரியும்வரை குழாயைச் சூடுபடுத்த வேண்டும். பிறகு பொட்டாஷ் குடுவைகளைக் குளிரச்செய்து அவற்றின் எடையைக் கண்டுபிடிக்க வேண்டும். குடுவைகளின்

அதிகரித்த எடை உண்டான சல்ஃபர் டைஆக்சைடுக்கும் உள்ள விகிதத்தைக் கணக்கிடலாம். இதே சோதனையை ஊசிக்கந்தகம், களி கந்தகம் இவைகளோடு தனித்தனியே செய்யவேண்டும்.

இப் பரிசோதனையிலிருந்து, மூன்று கந்தகங்களையும் ஒவ்வொரு கிராம் எடுத்துக்கொண்டு சல்ஃபர் டைஆக்சைடாக மாறியிருப்பதைக் காணலாம். இதனால் இம் மூன்று வகைக் கந்தகங்களும் ஒரே தனிமம் என்பது தெளிவாகிறது.

$$S + O_2 \longrightarrow SO_2$$
$$32 \quad 32 \qquad (32 + 32) = 64.$$

32 கிராம் சல்∴பர் சூடுபடுத்தப்படும்போது 64 கிராம் சல்ஃபர் டைஆக்ஸைடைக் கொடுப்பதால், சல்∴பர், சல்∴பர் டைஆக்ஸைடின் விகிதம் 1:2 ஆக உள்ளது.

வேதிப்பண்புகள்

சல்∴பர் ஒரு வீரியமுள்ள தனிமம். இது பல உலோகங்கள், அலோகங்கள் இவற்றுடன் எளிதில் வினைபடுகிறது.

(1) சல்∴பர் காற்றில் இளம் நீல நிறச் சுவாலையுடன் எரிந்து சல்∴பர்டைஆக்சைடைக் கொடுக்கிறது.

$$S + O_2 \longrightarrow SO_2 \uparrow.$$

(2) கொதிக்கும் சல்∴பர் ஹைட்ரஜனுடன் வினைபட்டு ஹைடிரஜன் சல்∴பைடை உண்டாக்குகிறது.

$$H_2 + S \longrightarrow H_2S$$

(3) குளோரினை நீர்ம சல்∴பரின் வழியாகச் செலுத்தும் போது, சல்ஃபர் மோனோ குளோரைடு உண்டாகிறது.

$$2S + Cl_2 \longrightarrow S_2 Cl_2$$

(4) செஞ்சூட்டிலுள்ள கார்பன்மீது சல்ஃபர் ஆவியைச் செலுத்தினால் கார்பன்டை சல்ஃபைடு தோன்றுகிறது.

$$C + 2S \longrightarrow CS_2$$

(5) உலோகங்களுடன்வினை : இரும்பு, காப்பர் போன்ற உலோகங்கள் சல்ஃபருடன் சேர்த்துச் சூடுபடுத்தப்படும்போது உலோக சல்ஃபைடுகள் உண்டாகின்றன.

$$Fe + S \longrightarrow FeS$$
$$Cu + S \longrightarrow CuS$$

(6) அமிலங்களுடன் வினை: சூடான, அடர் நைட்ரிக் அமிலம் சல்ஃபரைச் சல்ஃபூரிக் அமிலமாக ஆக்ஸிஜனேற்ற மடையச் செய்கிறது.

$$S + 6HNO_3 \longrightarrow H_2SO_4 + 6NO_2\uparrow + 2H_2O$$

சல்ஃபரை அடர் சல்ஃபூரிக் அமிலத்துடன் சூடுபடுத்தினால் இது சல்ஃபர் டைஆக்சைடாக ஆக்சிஜனேற்றமடைகிறது.

$$S + 2H_2SO_4 \longrightarrow 3SO_2 + 2H_2O$$

பயன்கள்

அதிக அளவு சல்ஃபர் சல்ஃபூரிக் அமிலம் தயாரிக்கப் பயன்படுகிறது. கார்பன் டை சல்ஃபைடு, காகிதத் தொழிலில் பயனாகும் கால்சியம் பைசல்ஃபைடு, சல்ஃபர் ஆக்சைடு முதலியவற்றைத் தயாரிக்க உதவுகிறது. தீக்குச்சி, வெடி மருந்து, சில சாயங்கள் ஆகியவை தயாரிக்கவும், இரப்பரைக் கடினப்படுத்தவும், பூச்சி கொல்லியாகவும் இது பயனாகிறது.

சல்ஃபரின் சேர்மங்கள்

ஹைடிரஜன் சல்ஃபைடு

மூலக்கூறு வாய்பாடு, H_2S : மூலக்கூறு எடை, 34.

ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு இரு தனிமங்கள் கொண்ட ஒரு சேர்மம் (Binary Compound). இது சல்ஃபரின் ஹைட்ரைடு. தாது நீர்களிலும் (mineral springs), வளிமண்டலத்திலும் இவ் வாயு காணப்படுகிறது. முட்டைகள், சில தாவரங்கள் அழுகி இவ் வாயு கிடைக்கிறது. இதன் மூலக்கூறு வாய்பாடு நீரின் வாய்பாட்டுடன் ஒத்திருக்கிறது. ஆக்ஸிஜனும் சல்ஃபரும் தனிம வரிசை அட்டவணையில் ஒரே தொகுதியில் 6ஆம் தொகுதியில் உள்ளதால், சில ஒற்றுமைகளைப் பெற்றிருக்கின்றன.

தயாரிக்கும் முறைகள்

(1) கொதிக்கும் சல்ஃபரினுள் ஹைட்ரஜன் வாயுவைச் செலுத்தினால் ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு உண்டாகிறது.

$$H_2 + S \longrightarrow H_2S$$

(2) சில உலோக சல்ஃபைடுகளை நீராற் பகுத்தால் அலோக ஹைட்ரைடுகள் உண்டாகின்றன. சான்றாக மகனீசயம் சல்ஃபைடு நீருடன் வினைபட்டு ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடைக் கொடுக்கிறது.

$$MgS + 2H_2O \longrightarrow Mg(OH)_2\downarrow + H_2S\uparrow$$

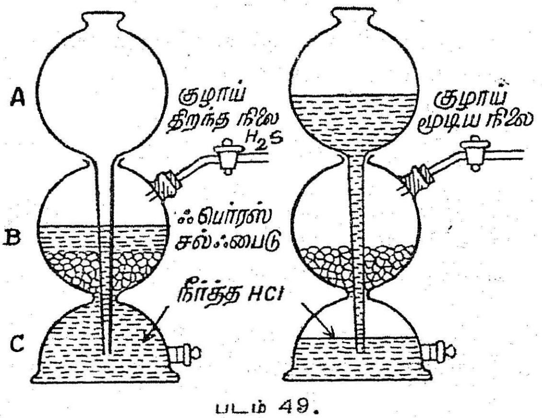
(3) சில உலோக சல்ஃபைடுகள் நீர்த்த அமிலத்தால் சிதைக்கப்பட்டு ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடைக் கொடுக்கின்றன. எடுத்துக்காட்டாக ஃபெரஸ் சல்ஃபைடும், சிங்க் சல்ஃபைடும் நீர்த்த ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்துடன் வினைபட்டு ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடைத் தோற்றுவிக்கின்றன.

$$FeS + 2\,HCl \longrightarrow FeCl_2 + H_2S \uparrow$$
ஃபெரஸ் சல்ஃபைடு — ஃபெரஸ் குளோரைடு

$$ZnS + 2\,HCl \longrightarrow ZnCl_2 + H_2S \uparrow$$
சிங்க் சல்ஃபைடு

சோதனைச் சாலையில் ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடைத் தயாரித்தல்

(1) ஃபெரஸ் சல்ஃபைடும் குளிர்ந்த நீர்த்த ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலமும் வினைபட்டு ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு உண்டாகிறது. வினை அறையின் வெப்பநிலையிலேயே நிகழ்கிறது. இதற்குக் கிப்ஸ் கருவியைப் பயன்படுத்தலாம்.



படம் 49.

ஹைடிரஜன் சல்ஃபைடு தயாரித்தல்

கிப்ஸ் கருவியின் நடுக்குடுவையில் ஃபெரஸ் சல்ஃபைடு துண்டுகள் வைக்கப்பட்டுள்ளன. நீர்த்த ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம் முதல் குடுவையின் வழியாக ஊற்றப்படுகிறது. அமிலம் கடைசிக் குடுவையையடைந்து, இதற்கும் நடுக் குடுவைக்கும் இடையேயுள்ள இடைவெளி வழியாக நடுக் குடுவையை அடைந்து, ஃபெரஸ் சல்ஃபைடுடன் வினைபட்டு ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடைக் கொடுக்கிறது.

$$FeS + 2HCl \longrightarrow FeCl_2 + H_2S \uparrow$$

நடுக்குடுவையிலுள்ள அடைப்பானைத் திறந்தால் ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு வாயு வெளிவருகிறது.

இவ்வாறு கிடைக்கும் ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு தூய்மையானதல்ல. இத்துடன் ஹைட்ரஜன் குளோரைடு, ஹைட்ரஜன் பல ஹைட்ரோ கார்பன்கள் கலந்து வெளிவருகின்றன. ஹைட்ரஜன் ஹைட்ரோ கார்பன்கள் இவற்றை எளிதில் நீக்க முடியாது, ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு வாயுவை நீர் உள்ள ஒரு வாயு கழுவு சீசாமூலம் செலுத்தி ஹைட்ரஜன் குளோரைடு நீக்கப்படுகிறது.

இவ் வாயுவை உலர்த்த அடர் சல்ஃபூரிக் அமிலத்தைப் பயன்படுத்தக்கூடாது. ஏனெனில், இவையிரண்டும் வினைபட்டு சல்ஃபர் டைஆக்சைடையும், சல்ஃபரையும் கொடுக்கின்றன.

$$H_2SO_4 + H_2S \longrightarrow 2H_2O + SO_2 \uparrow + S \downarrow$$

கால்சியம் குளோரைடையும் உலர்த்தியாகப் பயன்படுத்த முடியாது. அதுவும் ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடுடன் கீழ்க்கண்டவாறு வினைபடுகிறது.

$$CaCl_2 + H_2S \longrightarrow CaS + 2HCl$$

எனவே, இவ் வாயுவை பாஸ்ஃபரஸ் பெண்டாக்சைடு உள்ள U—வடிவக் குழாய்மூலம் செலுத்தி உலர்த்த வேண்டும். நீரற்ற சிலிக்காகவும் சிறந்த உலர்த்தி.

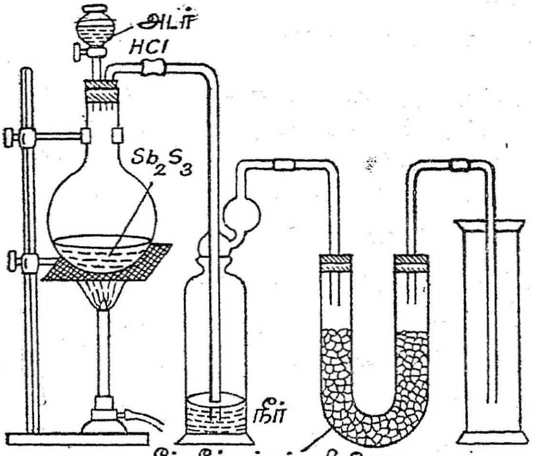
ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு காற்றைவிடக் கனமாக இருப்பதால் இதைக் காற்றை மேல்முகப் பெயர்ச்சி செய்து சேகரிக்கலாம்.

(2) மிகவும் தூய்மையான ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடைச் சேர்த்துச் சூடு செய்து பெறப்படுகிறது.

$$Sb_2S_3 + 6HCl \longrightarrow 2SbCl_3 + 3H_2S \uparrow$$

படத்தில் காட்டியபடி உருண்டையான நடுக் குடுவையில் ஆண்டிமனி சல்ஃபைடையும் சொட்டு புனலில் அடர் ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலத்தையும் எடுத்துக்கொள்ள வேண்டும். அமிலத்தைச் சொட்டுச் சொட்டாக ஆண்டிமனி சல்ஃபைடுடன் சேர்த்து, அதே சமயத்தில் குடுவையைச் சூடு

செய்யும்போது மேற்கண்ட சமன்பாட்டின்படி ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு வெளியாகிறது. இத்துடன் அடர் ஹைட்ரோ குளோரிக் அமில ஆவியும் சேர்ந்து வருகிறது. இதை நீர் உள்ள ஒரு



படம் 50.

தூய ஹைடிரஜன் சல்பைடு தயாரித்தல்

வாயு கழுவு சீசா மூலம் செலுத்தினல் ஹைட்ரோ குளோரிக் அமில வாயு நீரில் கரைந்து விடுகிறது. பிறகு ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடை நீரற்ற சிலிக்காமூலம் செலுத்தி உலர்த்த வேண்டும். காற்றின் மேல்முகப் பெயர்ச்சியினல் இது சேகரிக்கப் படுகிறது.

இயற்பியல் பண்புகள்

ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு ஒரு நிறமற்ற அழுகிய முட்டையின் நாற்றமுள்ள வாயு காற்றைவிடக் கனமானது. இது மிக்க நச்சுத் தன்மையுள்ள வாயு. இவ் வாயு நீரில் நன்கு கரைகிறது. இதன் கரைசலிலிருந்து ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடை, கரைசலைக் கொதிக்க வைத்து வெளியேற்றலாம். இதை ஒரு நிறமற்ற நீர்மமாகச் சுருங்கச் செய்யலாம் (— 60·2°). திடப் பொருளாகவும் உறைகிறது (— 83°).

வேதிப் பண்புகள்

(1) எரிதல்: இவ் வாயு காற்றிலும், ஆக்சிஜனிலும் நீல நிறச் சுடருடன் எரிகிறது. மிகுதியான ஆக்ஸிஜனில் எரிந்து சல்ஃபர் டைஆக்ஸைடைக் கொடுக்கிறது.

$$2H_2S + 3O_2 \longrightarrow 2SO_2 \uparrow + 2H_2O$$

குறைந்த அளவு காற்றுடன் வினைபட்டு மஞ்சள் நிற சல்ஃபரை வீழ்படிவாக்குகிறது.

$$2H_2S + O_2 \longrightarrow 2H_2O + S \downarrow$$

(2) அமிலப் பண்பு : ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடின் நீர்க் கரைசல் நீல லிட்மஸ் தாளைச் சிவப்பாக மாற்றுகிறது. இதனால், இதன் அமிலத்தன்மை விளக்கப்படுகிறது. இக் கரைசல் ஹைட்ரோ சல்ஃபூரிக் அமிலம் எனவும் வழங்கப்படுகிறது.

$$H_2S + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + HS^-$$

$$HS^- + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + S^{--}$$

இவ் வாயுவைச் சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசலின்மூலம் செலுத்தினால் சோடியம் ஹைட்ரோ சல்ஃபைடு என்னும் கரைசல் உண்டாகிறது.

$$NaOH + H_2S \longrightarrow NaHS + H_2O$$

சோடியம் ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு

இக் கரைசலுடன் சம அளவுள்ள சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசலைச் சேர்த்தால், நடுநிலைத் தன்மை வாய்ந்த சோடியம் சல்ஃபைடு உண்டாகிறது.

$$NaHS + NaOH \longrightarrow Na_2S + H_2O$$

சோடியம் சல்ஃபைடு

இக் கரைசல்களை அடர்ப்பித்தால் சோடியம் ஹைட்ரோ சல்ஃபைடும் சோடியம் சல்ஃபைடும் திண்மங்களாகக் கிடைக்கின்றன.

(3) ஆக்ஸிஜன் ஒடுக்கப்பண்பு : ஹைட்ரஜன் அல்லது ஹைட்ரஜனைப்போன்ற நேர்மின் தன்மையுடைய தனிமம் அல்லது உறுப்பு ஒரு பொருளுடன் சேர்தல் ஆக்ஸிஜன் ஒடுக்கம் எனப்படும். ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு மிக எளிதில் சிதைவடைந்து, ஆக்ஸிஜனேற்றியின் முன்னிலையில் ஹைட்ரஜனையும், சல்ஃபரையும் உண்டாக்குவதால், இது சிறந்த ஆக்ஸிஜன் ஒடுக்கியாக வினைபடுகிறது.

(a) ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடின் நீர்க்கரைசலினுள் குளோரினைச் செலுத்தினால், குளோரின் ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலமாக ஒடுக்கப்பட்டு, ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு சல்ஃபராக

ஆக்ஸிஜனேற்றமடைகிறது. சல்ஃபர் மஞ்சள் நிற வீழ்படிவாகக் கிடைக்கிறது.

$$Cl_2 + H_2S \longrightarrow 2HCl + S\downarrow$$

(b) புரோமின் நீர், அயோடின் கரைசல் இவற்றின் மூலம் ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடைச் செலுத்தினால், இக் கரைசல்கள் தங்கள் நிறங்களை இழக்கின்றன. ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு புரோமின் நீரை ஹைட்ரோ புரோமிக் அமிலமாகவும், அயோடின் கரைசலை ஹைட்ரியடிக் அமிலமாகவும் ஒடுக்கி, தான் சல்ஃபராக ஆக்சிஜனேற்றமடைகிறது.

$$Br_2 + H_2S \longrightarrow 2HBr + S\downarrow$$

$$I_2 + H_2S \longrightarrow 2HI + S\downarrow$$

(c) ஆக்ஸிஜன் ஒடுக்கம் என்பது ஒரு பொருளிலிருந்து ஆக்ஸிஜன் அல்லது எதிர் மின்தன்மை உடைய ஒரு தனிமம் அல்லது உறுப்பு விலக்கப்படுவதையும் குறிக்கும். ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு அமிலங் கலந்த பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட்டுக் கரைசலிலிருந்து ஆக்ஸிஜனை வெளியேற்றி, அதை நிறமற்ற பொட்டாசியம் சல்ஃபேட்டாகவும், மாங்கனஸ் சல்ஃபேட்டாகவும் ஒடுக்குகிறது.

$$(1)\quad 2KMnO_4 + 3H_2SO_4 \longrightarrow K_2SO_4 + 2MnSO_4 + 3H_2O + 5(O)$$

$$(2)\quad 5H_2S + 5(O) \longrightarrow 5H_2O + 5S$$

$$(1)+(2)\quad 2KMnO_4 + 3H_2SO_4 + 5H_2S \longrightarrow K_2SO_4 + 2MnSO_4 + 8H_2O + 5S\downarrow$$

இவ் வினையில் பெர்மாங்கனேட்டு அயனி மாங்கனஸ் அயனியாக ஒடுக்கப்படுகிறது.

$$MnO_4^- + 8H^+ + 5e^- \longrightarrow Mn^{++} + 4H_2O$$

சல்ஃபைடு அயனி சல்ஃபராக ஆக்ஸிஜனேற்றமடைகிறது.

$$S^{--} \longrightarrow S + 2e^-$$

(d) நீர்த்த சல்ஃபூரிக் அமிலம் கலந்த ஆரஞ்சு நிறப் பொட்டாசியம் டைகுரோமேட்டுக் கரைசல் மூலம் ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு வாயுவைச் செலுத்தினால், கரைசல் பச்சை நிறமாக மாறுகிறது. பொட்டாசியம் டைகுரோமேட்டிலிருந்து ஆக்ஸிஜன் விலகி, நிறமற்ற பொட்டாசியம் சல்ஃபேட்டும், பச்சை நிறக் குரோமிக் சல்ஃபேட்டும் உண்டாகின்றன.

(1) $K_2Cr_2O_7 + 4\,H_2SO_4 \longrightarrow K_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + 4\,H_2O + 3O$

(2) $3\,H_2S + 3(O) \longrightarrow 3\,H_2O + 3S$

(1)+(2) $K_2Cr_2O_7 + 4\,H_2SO_4 + 3\,H_2S \longrightarrow K_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + 7H_2O + 3\,S\downarrow$

இவ் வினையில் டைகுரோமேட்டு அயனி குரோமியம் அயனியாக ஒடுக்கப்படுகிறது.

$$Cr_2O_7^{--} + 14\,H^+ + 6e \longrightarrow 2\,Cr^{+++} + 7\,H_2O$$

சல்ஃபைடு அயனி சல்ஃபராக ஆக்சிஜனேற்றமடைகிறது.

$$S^{--} \longrightarrow S + 2e^-$$

(e) மஞ்சள் நிற ஃபெர்ரிக் குளோரைடு கரைசலின் மூலம் ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடைச் செலுத்தினால், கரைசல் இலேசான பச்சை நிறம் அல்லது நிறமற்ற தன்மையை யடைகிறது. ஃபெர்ரிக் குளோரைடு ஃபெர்ரஸ் குளோரைடாக ஒடுக்கப்படுகிறது.

$$2\,FeCl_3 + H_2S \longrightarrow 2\,FeCl_2 + 2\,HCl + S\downarrow$$

(f) ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு அடர் சல்ஃபூரிக் அமிலத்தைச் சல்ஃபர் டைஆக்சைடாக ஒடுக்குகிறது. சல்ஃபர் வீழ்படிவாகிறது.

(1) $H_2SO_4 \longrightarrow H_2O + SO_2 + [O]$

(2) $H_2S + [O] \longrightarrow H_2O + S$

(1) + (2) $H_2SO_4 + H_2S \longrightarrow 2H_2O + SO_2\uparrow + S\downarrow$

(g) இவ்வாயு அடர் நைட்ரிக் அமிலத்தைச் செம்பழுப்பு நிற நைட்ரஜன் பெராக்சைடாக ஒடுக்கி, தான் சல்ஃபராக ஆக்சிஜனேற்றமடைகிறது.

(1) $2\,HNO_3 \longrightarrow H_2O + 2\,NO_2 + [O]$

(2) $H_2S + [O] \longrightarrow H_2O + S$

(1) + (2) $2\,HNO_3 + H_2S \longrightarrow 2\,H_2O + 2\,NO_2 + S\downarrow$

(h) ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு வாயுவை சல்ஃபர் டை ஆக்சைடு கரைசலின் வழியாகச் செலுத்தினால், சல்ஃபர் டை ஆக்சைடு வெண்மை நிறச் சல்ஃபராக ஒடுக்கப்பட்டு, ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு சல்ஃபராக ஆக்சிஜனேற்றப்படுகிறது.

$$2\,H_2S + SO_2 \rightarrow 2\,H_2O + 3S\downarrow$$

பண்பறி பகுப்பாய்வில் ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடின் பங்கு

உலோக சல்ஃபைடுகளை அவற்றின் கரைதிறனுக்கேற்ப மூன்று வகைகளாகப் பிரிக்கலாம். அவையாவன :

(1) நீரில் கரையும் சல்ஃபைடுகள்—$(NH_4)_2S$, Na_2S. K_2S, (2) அமிலங்களில் கரையும் சல்ஃபைடுகள்-FeS, MnS, NaS, ZnS, (3) அமிலங்களில் கரையாத சல்ஃபைடுகள் — PbS, SnS, HgS. கரையாத உலோக சல்ஃபைடுகளை அவற்றின் உப்புக் கரைசல்களிலிருந்து ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு வீழ்படிவாக்குகிறது. இவ்வாறு உண்டான உலோக சல்ஃபைடுகள் தங்களுக்கே உரித்தான பல நிறங்களையும், வேறுபட்ட கரைதிறன்களையும் பெற்றிருக்கின்றன. இவற்றைக் கொண்டு நாம் கரைசலிலிருக்கும் உலோக அயனியைக் கண்டறிய முடிகிறது. ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடின் இந்தப் பண்பு பண்பறி பகுப்பாய்வில் பெரிதும் பயன்படுகிறது.

ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு லெட் நைட்ரேட் கரைசலினுள் செலுத்தப்படும்போது கருமை நிற லெட் சல்ஃபைடு வீழ்படிவாகிறது.

$$Pb(NO_3)_2 + H_2S \longrightarrow PbS \downarrow + 2\,HNO_3$$

இவ் வாயு காப்பர் சல்ஃபேட்டுக் கரைசலுடன் வினைபட்டு கருப்புநிற க்யுப்ரிக் சல்ஃபைடை வீழ்படிவாக்குகிறது.

$$CuSO_4 + H_2S \longrightarrow CuS + H_2SO_4$$

மெர்க்குரிக் குளோரைடு கரைசலிலிருந்து மெர்க்குரிக் சல்ஃபைடு வீழ்படிவாகிறது. இதுவும் கருமைநிறச் சேர்மம்.

$$HgCl_2 + H_2S \longrightarrow HgS + 2\,HCl$$

ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு ஆர்சனிக் டிரைகுளோரைடுடன் வினைபட்டு மஞ்சள் நிற ஆர்சனிக் ட்ரைசல்ஃபைடையும், பிஸ்மத் நைட்ரேட்டுடன் பழுப்பு நிற பிஸ்மத் சல்ஃபைடையும் ஆன்டிமனி ட்ரைகுளோரைடிலிருந்து ஆரஞ்சு நிற ஆன்டிமனி சஃபைடையும் வீழ்படிவாக்குகிறது.

$$2\,AsCl_3 + 3\,H_2S \longrightarrow As_2S_3 \downarrow + 6\,HCl$$

மஞ்சள் நிறம்

$$2\,Bi(NO_3)_3 + 3\,H_2S \longrightarrow Bi_2S_3 \downarrow + 6\,HNO_3$$

பழுப்பு நிறம்

$$2\,SbCl_3 + 3\,H_2S \longrightarrow Sb_2S_3 \downarrow + 6\,HCl$$

ஆரஞ்சு நிறம்

அயர்ன், சிங்க், மாங்கனீஸ் இவற்றின் சல்ஃபைடுகள் ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு செலுத்தியவுடன் வீழ்படிவாவதில்லை. ஏனெனில், இவ் உலோகக் கரைசல்களிலிருந்து உண்டாகும் சல்ஃபைடுகள் வினையில் உண்டாகும் அமிலங்களில் கரைந்து விடுகின்றன. ஆனால், அம்மோனியம் ஹைட்ராக்சைடின் முன்னிலையில் இவ் உலோக சல்ஃபைடுகள் ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடால் வீழ்படிவாக்கப்படுகின்றன. அம்மோனியம் ஹைட்ராக்ஸைடு வினையில் உண்டாகும் அமிலத்தை நடுநிலையாக்கிச் சல்ஃபைடை வீழ்படிவாக்குகிறது. எனவே, ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடை அயர்ன், சிங்க், மாங்கனீஸ் ஆகியவற்றின் உப்புக்கரைந்த அம்மோனியாக் கரைசல்கள் மூலம் செலுத்தி இவற்றின் சல்ஃபைடுகளை வீழ்படிவாக்கலாம். ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடுக்குப் பதிலாக அம்மோனியம் சல்ஃபைடும் பயன் படுத்தப்படுகிறது.

$$ZnSO_4 + H_2S \longrightarrow ZnS\downarrow + H_2SO_4$$

வெண்மை நிறம்

$$H_2SO_4 + 2\,NH_4OH \longrightarrow (NH_4)_2\,SO_4 + 2\,H_2O$$

$$MnSO_4 + (NH_4)_2S \longrightarrow MnS\downarrow + (NH_4)_2\,SO_4$$

பழுப்பு நிறம்

சோதனைகள்

(1) இவ் வாயு அழுகிய முட்டையின் நாற்றமுடையது. (2) லெட்நைட்ரேட்டுக்கரைசலில் நனைத்த தாளை இவ் வாயுவில் காட்டினால் கறுப்பு நிறமாகிறது.

பயன்கள்

சோதனைச்சாலையில் பண்பறிபகுப்பாய்வில் உலோக அயனிகளை அவற்றின் கரைசல்களில் கண்டறிவதற்கும், சிறந்த ஆக்சிஜன் ஒடுக்கியாகவும் பயன்படுகிறது.

சல்ஃபர் டைஆக்சைடு

மூலக்கூறு வாய்பாடு, SO_2; மூலக்கூறு எடை, 64.

1774ஆம் ஆண்டு ஜோஸப் ப்ரீஸ்ட்லி என்பவர் மெர்க்குரியுடன் அடர் சல்ஃபூரிக் அமிலத்தை வினைபடுத்தி இவ் வாயுவை முதன் முதலில் தயாரித்தார். 1777-ல் லவாய்சியர் இதன் அமைப்பை நிர்ணயித்தார்.

தயாரிக்கும் முறைகள்

(1) சல்ஃபரைக் காற்று அல்லது ஆக்சிஜனில் எரித்துச் சல்ஃபர் டை ஆக்சைடு தயாரிக்கப்படுகிறது.

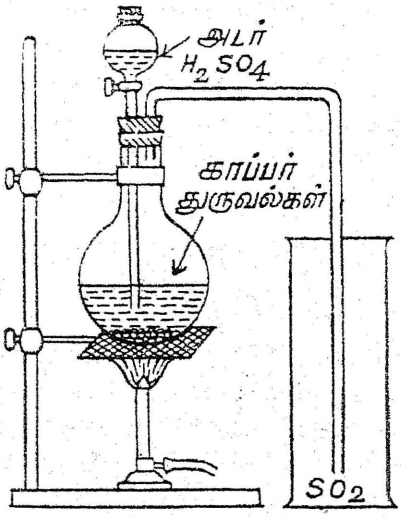
$$S + O_2 \longrightarrow SO_2$$

(2) சில உலோக சல்ஃபைடுகளைக் காற்றில் வறுத்தால் சல்ஃபர் டைஆக்ஸைடு உண்டாகிறது.

$$\underset{\text{அயர்ன் பைரைட்}}{4\,FeS_2} + 11O_2 \longrightarrow 2\,Fe_2O_3 + 8\,SO_2\uparrow$$

சோதனைச்சாலையில் தயாரித்தல்

சோதனைச்சாலையில் தாமிரத்துருவல்களையும் அடர் சல்



படம் 51.

சல்ஃபர் டைஆக்ஸைடு தயாரித்தல்

ஃபூரிக் அமிலத்தையும் சேர்த்துச் சூடு செய்தால் சல்ஃபர் டைஆக்சைடு உண்டாகிறது.

$$(1)\quad H_2SO_4 \longrightarrow H_2O + SO_2 + (O)$$
$$(2)\quad Cu + [O] \longrightarrow CuO$$
$$(3)\quad CuO + H_2SO_4 \longrightarrow CuSO_4 + H_2O$$

$$(1)+(2)+(3)\quad Cu + 2\,H_2SO_4 \longrightarrow CuSO_4 + 2\,H_2O + SO_2\uparrow$$

படத்தில் காட்டியபடி அமைப்புகளைச் சரிசெய்துகொள்ள வேண்டும். உருண்டை-வடிவக் குடுவையில் காப்பர் துருவல்களையும், திசில் புனலில் அடர் சல்ஃபூரிக் அமிலத்தையும் எடுத்துக்கொள்ள வேண்டும். அமிலத்தைக் குடுவைக்குள் ஊற்றிச் சூடுபடுத்தினால் சல்ஃபர் டைஆக்சைடு உண்டாகிறது. வெளிவரும் வாயு ஒரு வாயு கழுவு சீசாவிலுள்ள அடர் சல்ஃபூரிக் அமிலத்தின் வழியாகச் செலுத்தப்பட்டு உலர்த்தப்படுகிறது. பிறகு இஃது ஒரு வாயு ஜாடியில் காற்றை மேல் முகப் பெயர்ச்சி செய்வதன் மூலம் சேகரிக்கப்படுகிறது.

சோதனைச்சாலையில் மற்றொரு முறையிலும் சல்ஃபர் டைஆக்சைடு தயாரிக்கப்படுகிறது. சோடியம் பை சல்ஃபைட்டு அல்லது சோடியம் சல்ஃபைட்டு செறிவு மிகுந்த கரைசலுடன் அடர் சல்ஃபூரிக் அமிலத்தை வினைபடுத்தி இவ் வாயுவைத் தயாரிக்கலாம்

$$NaHSO_3 + H_2SO_4 \longrightarrow NaHSO_4 + H_2O + SO_2 \uparrow$$

$$Na_2SO_3 + H_2SO_4 \longrightarrow Na_2SO_4 + H_2O + SO_2 \uparrow.$$

இயற்பியல் பண்புகள்

சல்ஃபர் டைஆக்சைடு ஒரு நிறமற்ற, மூச்சைத் திணற வைக்கும் தன்மையுள்ள, எரியும் கந்தகத்தின் மணமுள்ள வாயு. இது காற்றைவிட 2·25 மடங்கு கனமானது. அதிக நச்சுத் தன்மை வாய்ந்தது. இவ் வாயுவைக் குளிரவைத்தும், அதிக அழுத்தத்திற்கு உட்படுத்தியும் நீர்மமாக்கலாம். கொதிநிலை — 10°. இது நீரில் எளிதில் கரையும். 0°C-ல் ஒரு கன அளவு நீரில் 80 கன அளவு வாயு கரைகிறது. நீர்ம சல்ஃபர் டைஆக்சைடு, நீர்ம அம்மோனியா, நீர்ம கார்பன் டைஆக்சைடு இவற்றைப்போல் சிறந்த குளிர் சாதனப் பொருள். இது சல்ஃபர், பாஸ்ஃபரஸ், அயோடின் இவற்றைக் கரைக்கும் கரைப்பானாகவும் உள்ளது.

வேதிப் பண்புகள்

(1) உயர்ந்த வெப்பநிலையில் சூடுபடுத்தப்பட்ட சல்ஃபர் டைஆக்சைடு, சல்ஃபர் ட்ரைஆக்சைடாகவும் சல்ஃபராகவும் சிதைவடைகிறது.

$$3SO_2 \rightleftharpoons 2SO_3 + S$$

(2) அதிக மின் அழுத்தத்திற்கு உட்படுத்தப்பட்ட சல்ஃபர் டைஆக்சைடு சல்ஃபர் மோனுக்சைடைத் தருகிறது.

$$2SO_2 \rightleftharpoons 2SO + O_2$$

(3) சல்ஃபர் டைஆக்சைடையும் ஆக்சிஜனையும் கலந்து சூடேற்றப்பட்ட வினைவேகமாற்றியான வனேடியம் பெண்டாக்ஸைடு மூலம் செலுத்தினால் சல்ஃபர் டைஆக்சைடு ஆக்சிஜனேற்ற மடைந்து சல்ஃபர் ட்ரைஆக்சைடு கிடைக்கிறது.

$$2SO_2 + O_2 \xrightarrow[400°C]{V_2O_5} 2\,SO_3$$

(4) இவ் வாயு தானும் எரிவதில்லை, எரியும் பொருள்களையும் எரியவிடாது. ஆனால், சூடுபடுத்தப்பட்ட மகனீசய நாடா இவ் வாயுவில் தொடர்ந்து எரிந்து மகனீசய ஆக்ஸைடையும், மகனீசய சல்ஃபைடையும் தருகிறது. இவ் வினையின் வெப்பம் சல்ஃபர் டைஆக்சைடைச் சல்ஃபராகவும், ஆக்சிஜனாகவும் சிதைவடையச் செய்யப் போதுமானதாக இருக்கிறது.

$$3Mg + SO_2 \longrightarrow 2MgO + MgS$$

இதே முறையில் எரியும் பொட்டாசியம் இவ் வாயுவில் தொடர்ந்து எரிந்து கீழ்க்கண்டவாறு வினைபுரிகிறது:

$$(1)\quad 4\,K + SO_2 \longrightarrow 2\,K_2O + S$$
$$(2)\quad 2\,K_2O + 2\,SO_2 \longrightarrow 2\,K_2SO_3$$
$$(3)\quad K_2SO_3 + S \longrightarrow K_2S_2O_3$$

$$(1)+(2)+(3)\quad 4K + 3SO_2 \longrightarrow K_2SO_3 + K_2S_2O_3$$

பொட்டாசியம் சல்ஃபைட்டு   பொட்டாசியம் தயோசல்ஃபேட்டு

இவ் விரண்டு வினைகளும் சல்ஃபர் டைஆக்சைடு ஓர் ஆக்சிஜனேற்றி என விளக்குகின்றன. ஆனால், உண்மையில் அஃது ஒரு சிறந்த ஆக்சிஜன் ஒடுக்கி. மக்னீசியம், பொட்டாசியம் ஆகிய உலோகங்கள் ஆக்சிஜனிடம் அதிக நாட்டம் கொண்டிருப்பதால் மேற்கூறிய வினைகள் எளிதில் நிகழ்கின்றன. அதனால் சல்ஃபர் டைஆக்சைடு மூலக்கூறும் சிதைவடைகிறது.

(5) **ஆக்சிஜனேற்றப் பண்பு:** சல்ஃபர் டைஆக்சைடு ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடைச் சல்ஃபராக ஆக்சிஜனேற்றம் செய்கிறது.

$$2\,H_2S + SO_2 \longrightarrow 2\,H_2O + 3S\downarrow$$
வெண்மை நிறம்

அயர்ன், அயர்ன் ஆக்சைடாகவும், அயர்ன் சல்ஃபைடாகவும் ஆக்சிஜனேற்றமடைகிறது.

$$3\,Fe + SO_2 \longrightarrow 2\,FeO + FeS$$

(6) **அமிலப்பண்பு:** (a) இவ் வாயு ஓர் அமில ஆக்சைடு நீரில் மிக எளிதில் கரைந்து சல்ஃபூரஸ் அமிலத்தைக் கொடுக்கிறது.

$$SO_2 + H_2O \rightleftharpoons H_2SO_3$$
$$H_2SO_3 + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + HSO_3^-$$
பைசல்ஃபைட்டு அயனி

$$HSO_3^- + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + SO_3^{--}$$
சல்ஃபைட்டு அயனி

இவ் வாயுவின் கரைசலைக் கொதிக்கவைத்தால், வாயு எளிதில் வெளியேறிவிடும்.

(b) இவ் வாயு காரக் கரைசல்களுடன் வினைபுரிந்து உப்பும் நீரும் உண்டாக்குகின்றது. இவ்வுப்புகள் சல்ஃபூரஸ் அமிலத்தின் உப்புகள். அமிலத்தைப் போலல்லாமல் இவை நிலையானவை.

$$NaOH + SO_2 \longrightarrow NaHSO_3$$
சோடியம் பைசல்ஃபைட்டு

$$2\,NaOH + SO_2 \longrightarrow Na_2SO_3 + H_2O$$
சோடியம் சல்ஃபைட்டு

(7) **ஆக்சிஜன் ஒடுக்கப்பண்பு:** இஃது ஒரு சிறந்த ஆக்சிஜன் ஒடுக்கி. நீரின் முன்னிலையில் சல்ஃபர் டைஆக்சைடு பிறவி நிலை ஹைட்ரஜனை வெளியேற்றுகிறது. ஆக்ஸிஜனேற்றிகளுடன் வினைபட்டு அவற்றிலிருந்து ஓர் அணு ஆக்சிஜனை எடுத்துக்கொள்கிறது. இவ்விரண்டு காரணங்களினாலும் இவ் வாயு ஓர் ஆக்சிஜன் ஒடுக்கியாகச் செயல்படுகிறது.

$$2\,H_2O + SO_2 \longrightarrow 2\,H_2SO_4 + 2[H]$$
$$SO_2 + H_2O + [O] \longrightarrow H_2SO_4$$

(a) **ஹைட்ரஜனை வழங்குதல்:** சல்ஃபர் டைஆக்சைடு குளோரின் நீர், புரோமின் நீர், அயோடின் நீர் ஆகியவற்றை அவற்றின் ஹைட்ரஜன் அமிலங்களாக ஒடுக்குகிறது.

$$(1)\quad Cl_2 + H_2O \longrightarrow 2\,HCl + [O]$$

$$(2)\quad SO_2 + H_2O + [O] \longrightarrow H_2SO_4$$

$$(1) + (2)\quad Cl_2 + SO_2 + 2\,H_2O \longrightarrow H_2SO_4 + 2\,HCl$$

புரோமின்நீர், அயோடின் நீர் இவை சல்ஃபர் டை ஆக்சைடுடன் வினைபடும்போது தங்கள் நிறங்களை இழக்கின்றன.

$$Br_2 + SO_2 + 2\,H_2O \longrightarrow H_2SO_4 + 2\,HBr$$

$$I_2 + SO_2 + 2\,H_2O \longrightarrow H_2SO_4 + 2\,HI$$

(b) ஆக்சிஜனை நீக்குதல்: ஊதா நிறப் பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட்டுமூலம் சல்ஃபர் டைஆக்சைடைச் செலுத்தினால், கரைசல் நிறமற்றதாகிறது. இவ் வாயு அமிலங்கலந்த பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட்டைப் பொட்டாசியம் சல்ஃபேட்டாகவும், மாங்கனஸ் சல்ஃபேட்டாகவும் ஒடுக்குகிறது. சல்ஃபர் டைஆக்சைடு சல்ஃபூரிக் அமிலமாக ஆக்சிஜனேற்றமடைகிறது.

$$(1)\quad 2\,KMnO_4 + 3\,H_2SO_4 \longrightarrow K_2SO_4 + 2\,MnSO_4 + 3\,H_2O + 5\,[O]$$

$$(2)\quad 5\,[O] + 5\,SO_2 \longrightarrow 5\,SO_3$$

$$(3)\quad 5\,SO_3 + 5\,H_2O \longrightarrow 5\,H_2SO_4$$

$$(1)+(2)+(3)\quad 2KMnO_4 + 5SO_2 + 2\,H_2O \longrightarrow K_2SO_4 + 2\,MnSO_4 + 2\,H_2SO_4$$

இவ் வினையின் முடிவில் அமிலம் உண்டாக்கப்படுவதால், பெர்மாங்கனேட்டுடன் அமிலம் சேர்க்க வேண்டியதில்லை.

சல்ஃபர் டைஆக்சைடு அமிலம் கலந்த ஆரஞ்சு நிறப் பொட்டாசியம் டைகுரோமேட்டுக் கரைசலை ஆக்சிஜன் ஒடுக்கம் செய்து பச்சை நிற குரோமிக் சல்ஃபேட்டை உண்டாக்குகிறது.

$$(1)\quad K_2Cr_2O_7 + 4\,H_2SO_4 \longrightarrow K_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + 4\,H_2O + (3\,O)$$

$$(2)\quad 3\,[O] + 3\,SO_2 \longrightarrow 3\,SO_3$$

$$(3)\quad 3\,SO_3 + 3\,H_2O \longrightarrow 3\,H_2SO_4$$

$$(1)+(2)+(3)\quad K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 + 3\,SO_2 \longrightarrow K_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + H_2O$$

(c) எதிர்மின் தன்மையுள்ள தனிமம் அல்லது உறுப்பை விலக்குதல்: சல்ஃபர் டைஆக்சைடு மஞ்சள் நிறமுள்ள ஃபெர்ரிக் குளோரைடுக் கரைசலை நிறமற்ற ஃபெர்ரஸ் குளோரைடாக ஒடுக்குகிறது. ஃபெர்ரிக் குளோரைடிலிருந்து எதிர் மின் தன்மையுள்ள குளோரின் நீக்கப்படுகிறது.

$$2\,FeCl_3 + SO_2 + 2\,H_2O \longrightarrow 2\,FeCl_2 + 2\,HCl + H_2SO_4$$

ஃபெர்ரிக் சல்ஃபேட் கரைசலினுள் சல்ஃபர் டைஆக்சைடைச் செலுத்தினுல் அது ஃபெர்ரஸ் சல்ஃபேட்டாக ஒடுக்கமடைகிறது.

$$Fe_2(SO_4)_3 + 2H_2O + SO_2 \longrightarrow 2FeSO_4 + 2H_2SO_4$$

இவ் வினைகளில் ஃபெர்ரிக் அயனி ஃபெர்ரஸ் அயனியாக ஒடுக்கப்படுகிறது.

$$2Fe^{+++} + 2H_2O + SO_2 \longrightarrow 2Fe^{++} + 4H^+ + SO_4^{--}$$

சூடுபடுத்தப்பட்ட மெர்க்குரிக் குளோரைடு கரைசலுடன் வினைபட்டு சல்ஃபர் டைஆக்சைடு அதை வெண்மை நிற மெர்க்குரஸ் குளோரைடாக ஒடுக்குகிறது.

$$2HgCl_2 + SO_2 + 2H_2O \longrightarrow Hg_2Cl_2\downarrow + H_2SO_4 + 2HCl$$

அடர் நைட்ரிக் அமிலம் இவ் வாயுவுடன் வினைபட்டுச் செம்பழுப்புநிற நைட்ரஜன் பெராக்சைடு ஆவியாக ஒடுக்கப்படுகிறது.

$$2HNO_3 + SO_2 \longrightarrow H_2SO_4 + 2N_2O\uparrow$$

(8) கூடுதல் வினைகள்: கரி அல்லது சூரிய ஒளி இவற்றின் முன்னிலையில் சல்ஃபர் டைஆக்சைடு குளோரினுடன் இணைந்து சல்ஃபூரைல் குளோரைடைக் கொடுக்கிறது.

$$SO_2 + Cl_2 \longrightarrow SO_2Cl_2$$

சூடான லெட் பெராக்சைடை ஒரு தீக்கரண்டியில் எடுத்துக் கொண்டு சல்ஃபர்டை ஆக்சைடு வாயு உள்ள ஒரு ஜாடியினுள் நுழைத்தால், அது மிக்க ஒளியைப் பெற்று வெண்மையான லெட் சல்ஃபேட்டை வீழ்படிவாக்குகிறது.

$$PbO_2 + SO_2 \longrightarrow PbSO_4$$

(9) நிறம் நீக்கும் பண்பு: சல்ஃபர் டைஆக்சைடு ஒரு மிதமான நிறம் நீக்கியாகச் செயல்படுகிறது. இது குளோரினைப்போல் வண்ண மலர்களின் நிறங்களையும், அங்ககப் பொருள்களின்

நிறங்களையும், மற்ற தாவர நிறங்களையும் நீக்குகிறது. குளோரினைப்போல் இவ் வாயுவும் நீரின் முன்னிலையில் சிறந்த நிறம் நீக்கியாக வினைபடுகிறது.

சல்ஃபர்டை ஆக்சைடு முதலில் நீருடன் வினைபட்டு, சல்ஃபூரஸ் அமிலத்தை உண்டாக்குகிறது.

$$SO_2 + H_2O \longrightarrow H_2SO_3$$

நிலையற்ற இவ் வமிலம் நிறமுள்ள பொருள்களின்மீது வினைபடும்போது, அவற்றிலுள்ள நீரிலிருந்து ஆக்சிஜனை எடுத்துக் கொண்டு ஹைட்ரஜனை வெளியேற்றுகிறது.

$$H_2SO_3 + H_2O \longrightarrow H_2SO_4 + 2[H]$$

இவ்வாறு உண்டான பிறவிநிலை ஹைட்ரஜன் பொருள்களின் நிறங்களை நீக்கி அவற்றை நிறமற்றதாக்குகிறது.

குளோரினைப்போல் சல்ஃபர் டைஆக்சைடும் நிறம் நீக்கியாகச் செயல்பட்டாலும், இரண்டின் நிறம் நீக்கும் பண்புகளும் பலவிதங்களில் மாறுபட்டிருக்கின்றன. சான்றாக (1) குளோரின் ஒரு சிறந்த நிறம் நீக்கியாக இருந்தாலும், பட்டு, கம்பளி போன்றவற்றை இதன்மூலம் வெளுக்க முடியாது. சல்ஃபர் டைஆக்சைடு மிதமான நிறம் நீக்கியாகச் செயல்பட்டு இந்த உயர்ந்த துணி வகைகளை வெளுக்கப் பயன்படுகிறது. (2) குளோரினின் நிறம் நீக்கும் பண்பு நிரந்தரமானது. ஆனால் சல்ஃபர் டைஆக்சைடுமூலம் நிறங்களை இழந்த பொருள்கள், காற்றில் திறந்து வைக்கப்பட்டாலோ அல்லது அவற்றுடன் நீர்த்த சல்ஃபூரிக் அமிலத்தைச் சேர்த்தாலோ, தங்கள் நிறங்களைத் திரும்பப் பெறுகின்றன. சல்ஃபர்டை ஆக்சைடினால் நிறம் நீக்கப்படுவது தற்காலிகமானது. (3) குளோரின் நீரின் முன்னிலையில் பிறவி நிலை ஆக்சிஜனை உண்டாக்கி நிறங்களை நீக்குவதால், இதன் நிறம் நீக்கும் பண்பு ஆக்சிஜனேற்றும் பண்பாகும். சல்ஃபர் டை ஆக்சைடு பிறவிநிலை ஹைட்ரஜனை உண்டாக்கி நிறங்களை நீக்குகிறது. எனவே, இதன் வெளுக்கும் பண்பு ஆக்சிஜன் ஒடுக்கும் வினையாகும்.

சோதனை

(1) சல்ஃபர் டைஆக்சைடு மூச்சுத் திணறவைக்கும், எரியும் சல்ஃபரின் மணமுள்ள வாயு. (2) பொட்டாசியம் டைகுரோமேட் கரைசலில் நனைத்த தாளை இவ் வாயுவில் காட்டினால், பச்சை நிறமாகிறது.

பயன்கள்

சல்ஃபூரிக் அமிலம் தயாரிக்கவும், சர்க்கரைத் தொழிற் சாலைகளில் நிறம் நீக்கியாகவும் இது பயன்படுகிறது. கம்பளி, பட்டு போன்றவற்றை வெளுக்கவும், குளோரினால் வெளுக்கப் பட்ட பொருள்களிலிருந்து அதிகமான குளோரினை நீக்கவும் (antichlor) பயனாகிறது. காகிதத் தொழிற்சாலைகளில் பயன் படும் கால்சியம் பைசல்ஃபைட்டைத் தயாரிக்க உதவுகிறது. திரவ சல்ஃபர் டைஆக்சைடு குளிர்சாதனப் பெட்டிகளில் பயன்படுகிறது.

சல்ஃபூரிக் அமிலம்

மூலக்கூறு வாய்பாடு, H_2SO_4; மூலக்கூறு எடை, 98.

நமக்குத் தெரிந்த வேதிப் பொருள்கள் யாவற்றிலும் சல் ஃபூரிக் அமிலம் மிக முக்கியமானதாகும். ஒரு நாட்டின் செல்வ நிலை அது பயன்படுத்தும் சல்ஃபூரிக் அமிலத்தின் அளவைக் கொண்டு நிர்ணயிக்கப்படுகிறது. சல்ஃபூரிக் அமிலத்தைப் பயன்படுத்தாத தொழிற்சாலையே இல்லை எனலாம்.

தயாரிக்கும் முறைகள்

சோதனைச்சாலையில் இவ் அமிலம் தயாரிக்கப்படுவதில்லை. தொழிற்சாலைகளில் இரு முறைகளில் இது தயாரிக்கப்படுகிறது. அவையாவன: (1) பரிசமுறை (contact process), (2) காரீயஅறை முறை (lead chamber process). இவ்விரு முறைகளிலும் சல்ஃபர் டைஆக்சைடு தயாரிக்கப்பட்டு ஆக்சிஜனுடன் வினைபடுத்தப் படுகிறது. சல்ஃபர் டைஆக்சைடு, சல்ஃபர் டிரைஆக்சைடாக ஆக்சிஜனேற்றமடைகிறது.

$$2SO_2 + O_2 \rightleftharpoons 2SO_3 + 45{\cdot}2 \text{ கி. கலோரிகள்}$$

இஃது ஒரு மீளும் தன்மையும் வெப்பம் வெளிவிடும் பண்பை யும் பெற்ற வினை (reversible and exothermic reaction). வினை வேகமாக நடைபெறுவதில்லை. வினைவேகமாற்றி ஒன்றைப் பயன்படுத்தினால், வினையின் வேகம் அதிகரிக்கிறது. மேற்குறிப் பிட்ட இரு முறைகளிலும் வெவ்வேறு வினைவேகமாற்றி பயன் படுத்தப்படுகிறது.

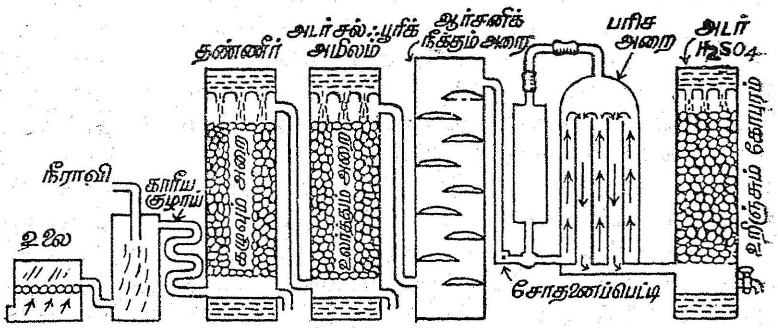
(1) பரிச முறையில் வனேடியம் பெண்டாக்சைடு அல்லது பிளாட்டினக் கல்நார் வினைவேகமாற்றியாகச் செயல்படுகிறது.

(2) காரீய அறை முறையில் நைட்ரஜனின் ஆக்ஸைடுகள் வினைவேகமாற்றியாகப் பயன்படுகின்றன.

இவ் இரண்டு முறைகளிலும் பரிச முறைதான் சிறந்தது.

பரிச முறை (Contact Process)

இம் முறை கீழ்க்கண்ட வினை வழிமுறைகளைப் பின்பற்றி நடக்கிறது. (1) முதலில் சல்ஃபர் டைஆக்சைடு உண்டாக்கப்படுகிறது. (2) சல்ஃபர் டைஆக்சைடு ஆக்சிஜனுடன் வினைபட்டுச் சல்ஃபர் ட்ரைஆக்சைடாக மாறுகிறது. (3) சல்ஃபர் ட்ரைஆக்சைடு சல்ஃபூரிக் அமிலமாக மாற்றப்படுகிறது.



படம் 52.

சல்ஃபூரிக் அமிலம் தயாரித்தல்—தொடுகை முறை

(1) சல்ஃபர் டைஆக்சைடு தயாரித்தல்: அயர்ன் பைரைட்டுகள் அல்லது சல்ஃபர் இவற்றைக் காற்றில் எரித்தால் சல்ஃபர் டைஆக்சைடு உண்டாகிறது.

$$S + O_2 \longrightarrow SO_2 \uparrow$$

$$4\,FeS_2 + 11O_2 \longrightarrow 2Fe_2\,O_3 + 8SO_2 \uparrow$$

அயர்ன் பைரைட்டுகள்

(2) சல்ஃபர் டைஆக்சைடு, சல்ஃபர் ட்ரைஆக்சைடாக ஆக்சிஜனேற்றமடைதல்: சல்ஃபர் டைஆக்சைடு காற்றில் எரிந்து சல்ஃபர் ட்ரைஆக்சைடு உண்டாகும் வினை மீள்தன்மை வாய்ந்தது.

$$2SO_2 + O_2 \rightleftharpoons 2SO_3 + 45.2 \text{ கி. கலோரிகள்.}$$

இஃது ஒரு வெப்பம் வெளிவிடும் வினை. எனவே, இவ் வினை குறைந்த வெப்பநிலையில்தான் நிகழும். இவ் வெப்பநிலை வாயுக்கள் இணைவதற்குப் போதுமானதாக இருக்க வேண்டும். மேலும், இவ் வினை பருமனளவு குறைவுடன் நிகழ்கிறது. எனவே, சல்ஃபர் ட்ரைஆக்சைடு பின்வரும் நிபந்தனைகளில் உண்டாகிறது. (a) அதிக அளவு ஆக்சிஜன். (b) அதிக அழுத்தம். (c) குறைந்த வெப்பநிலை. வினையின்போது உண்டாகும் வெப்பத்தை நிலைநிறுத்திக் கொள்வதற்காக ஒரு திண்ம கிரியா ஊக்கி பயன்படுத்தப்படுகிறது.

அதிக அளவு காற்று சல்ஃபர் டைஆக்சைடுடன் கலந்து மாசுகள் படியவைக்கும் அறையின் வழியாகச் செலுத்தப் படுகிறது. மாசுகள் நீக்கிய வாயுக் கலவை குளிர வைக்கும் குழாய்கள் மூலம் செலுத்தப்பட்டுக் குளிர்ச்சியடைகிறது. மேலிருந்து நீர்த் தாரை கொட்டும் ஒரு கோபுரத்தின் அடியி லிருந்து இவ வாயுக் கலவை செலுத்தப்படுகிறது. கீழ் நோக்கி வரும் நீருடன் வாயுக் கலவை சேரும்போது சிறிதளவு சல்ஃபர் டைஆக்சைடு நீரில் கரைகிறது. பிறகு வாயுக் கலவை உலர்த்தும் கோபுரத்தின் வழியாகச் செலுத்தப் பட்டு உலர்த்தப்படுகிறது. இக் கோபுரத்தின் மேலிருந்து அடர்சல்ஃபூரிக் அமிலம் கீழ்நோக்கிச் சொட்டுகிறது. உலர்த்தப்பட்ட வாயுக் கலவை ஆர்சீனியஸ் ஆக்சைடை நீக்கும் ஒரு தூய்மைப்படுத்தும் அறையின் வழியாகச்செல்கிறது. ஆர்சனிக் அறை எனப்படும் இங்கு வினைவேகமாற்றியைப் பயனற்றதாகச்செய்யும் ஆர்சீனியஸ் ஆக்சைடு நீக்கப்படுகிறது. கடைசியாக வாயுக் கலவை பரிச அறையினுள் செல்கிறது. இவ் வறையில் வனேடியம் பெண்டாக்ஸைடு வினைவேக மாற்றி பல அடுக்குகளாக அமைக்கப்பட்டிருக்கிறது. இங்கு வெப்ப நிலை 400–450°C உள்ளது. முதலில் பிளாட்டினக் கல்நாரையும் கிரியா ஊக்கியாகப் பயன்படுத்தலாம் என்று கருத்து நிலவியது. ஆனால் இஃது எளிதில் தன் சக்தியை இழந்து விடுவதாலும் அதிக விலை உள்ளதாலும், வனேடியம் பெண்டாக்ஸைடு கிரியா ஊக்கி இங்கு எடுத்துக் கொள்ளப் படுகிறது. கிரியா ஊக்கி பல நுண்துளைகள் கொண்ட எஃகு குழாய் அடுக்குகளில் உள்ளது. வினை ஆரம்பித்தவுடன் வெளியி லிருந்து சூடுபடுத்துவதை நிறுத்திவிட வேண்டும். வெப்பம் வெளிவிடும் வினையாதலால், வெளிவரும் வெப்பமே போதுமான வெப்பநிலையை அளிக்கிறது. இந்த அறையில் சல்ஃபர் டை ஆக்சைடு முழுவதும் சல்ஃபர் ட்ரைஆக்சைடாக மாறுகிறது.

(3) சல்ஃபர் ட்ரைஆக்சைடு சல்ஃபூரிக் அமிலமாக மாறுதல்: பரிசக் கோபுரத்திலிருந்து வாயுக்கள் வெப்பமேற்கும் கலன்களின் வழியாகச் சென்று குளிர்ச்சியடைகின்றன. அடுத்து, இவ் வாயுக்கள், மேலிருந்து அடர் சல்ஃபூரிக் அமிலம் சொட்டும் ஓர் உறிஞ்சும் கோபுரத்தின் வழியாகச் செலுத்தப்படுகின்றன. அடர் சல்ஃபூரிக் அமிலம் சல்ஃபர் ட்ரை ஆக்சைடை உறிஞ்சி 'ஓலியம்' (oleum) அல்லது புகையும் சல்ஃபூரிக் அமிலத்தை உண்டாக்குகிறது.

$$H_2SO_4 + SO_3 \longrightarrow \underset{\text{ஓலியம்}}{H_2S_2O_7}$$

புகையும் சல்ஃபூரிக் அமிலம் பிறகு நீரில் கரைக்கப்பட்டு அடர் சல்ஃபூரிக் அமிலத்தைக் கொடுக்கிறது.

$$H_2S_2O_7 + H_2O \longrightarrow 2H_2SO_4$$

இவ்வாறு பரிச முறையில் தயாரிக்கப்பட்ட சல்ஃபூரிக் அமிலம் மிகவும் தூய்மையானது. செறிவு மிகுந்தது.

இயற்பியல் பண்புகள்

தூய சல்ஃபூரிக் அமிலம், நிறமற்ற, எண்ணெய் போன்ற தோற்றமுடைய, மணமற்ற திரவம். நீரைவிட 1·8 மடங்கு கனமானது. இதன் ஒப்பு அடர்த்தி 1·8. தோலில் காயங்களை உண்டாக்கும் தன்மையுடையது. துணி, காகிதம் இவற்றை அரிக்கும் தன்மையுள்ளது.

வேதிப் பண்புகள்

(1) அடர் சல்ஃபூரிக் அமிலம் நீரிடம் அதிக நாட்டம் கொண்டது. இவையிரண்டும் சேரும்போது அதிக வெப்பம் வெளிப்படுகிறது. எனவே, நீரை அடர் சல்ஃபூரிக் அமிலத்தின் மீது ஊற்றக் கூடாது. மாறாக, குளிர்ந்த நீருடன் அடர் சல்ஃபூரிக் அமிலத்தை மெதுவாகச் சேர்க்க வேண்டும். நீருடன் அதிகப் பற்றுக் கொண்டுள்ளதால் இவ் வமிலம் சிறந்த உலர்த்தியாகச் செயல்படுகிறது.

நீர் நீக்கும் பண்பு

ஒரு பொருளிலிருந்து நீரோ அல்லது நீரின் தனிமங்களான ஆக்சிஜனும் ஹைட்ரஜனும் நீரிலுள்ள விகிதத்தில் நீக்கப்பட்டால் அவ் வினையை நீர் நீக்க வினை (dehydration) என்கிறோம். இவ் வினையை நிகழ்த்தும் வினைப் பொருளுக்கு நீர் நீக்கி (dehydrating agent) எனப் பெயர்.

(a) நீர் நீக்கப்படுதல்: படிக நீருடைய நீல நிற காப்பர் சல்ஃபேட்மீது அடர் சல்ஃபூரிக் அமிலத்தை ஊற்றினால், உப்பின் நீல நிறம் நீங்கி, நீரற்ற வெண்மையான தூள்போன்ற காப்பர் சல்ஃபேட் உண்டாகிறது. இம் மாற்றம் நிகழ்வதற்குக் காரணம், அடர் சல்ஃபூரிக் அமிலம், படிக நீருடைய நீலநிற காப்பர் சல்ஃபேட்டிலிருந்து நீர் மூலக்கூறுகளை நீக்கி அதை நிறமற்ற, படிக வடிவமற்ற பொருளாக மாற்றுவதேயாகும். இதனால் அடர் சல்ஃபூரிக் அமிலம் சிறந்த நீர்நீக்கி என்பது தெளிவாகிறது.

$$CuSO_4 \cdot 5\,H_2O + H_2SO_4 \longrightarrow CuSO_4 + H_2SO_4 \cdot 5\,H_2O$$

நீல நிறம்; படிக வடிவமுடையது — நிறமற்ற படிகவடிவமற்றது.

(b) நீரின் தனிமங்கள் விலக்கப்படுதல்: கரிம அமிலங்கள் அடர் சல்ஃபூரிக் அமிலத்துடன் சூடுபடுத்தப்படும்போது, தங்கள் மூலக்கூறுகளிலிருந்து நீரின் தனிமங்களான ஹைட்ரஜனையும், ஆக்சிஜனையும் இழக்கின்றன.

$$HCOOH + H_2SO_4 \longrightarrow CO + H_2SO_4 \cdot H_2O$$

ஃபார்மிக் அமிலம்

$$(COOH)_2 + H_2SO_4 \longrightarrow CO + H_2SO_4 \cdot H_2O + CO_2$$

ஆக்சாலிக் அமிலம்

(c) கரும்புச் சர்க்கரையை அடர் சல்ஃபூரிக் அமிலத்துடன் சேர்த்துச் சூடு செய்தால், வினைமிக்க வீரியத்துடன் நிகழ்ந்து, நீர் நீக்கப்பட்டு கார்பன் அடியில் படிகிறது.

$$C_{12}H_{22}O_{11} + H_2SO_4 \longrightarrow 12C + H_2SO_4 \cdot 11\,H_2O.$$

(சுக்ரோஸ் அல்லது சர்க்கரை)

எத்தில் ஆல்கஹாலிலிருந்து நீரை நீக்கி எத்திலீனை உண்டாக்குகிறது.

$$C_2H_5OH + H_2SO_4 \longrightarrow C_2H_4 + H_2SO_4 \cdot H_2O$$

எத்தில் ஆல்கஹால் — எத்திலின்

(2) அமிலப்பண்பு : சல்ஃபூரிக் அமிலம் இருகாரத்துவம் உடைய (dibasic) வீரியமுள்ள அமிலம்.

சான்றுகள்: (1) புளிப்புச் சுவை உடையது;

(2) அரிக்கும் தன்மையுடையது. (3) நீல லிட்மஸ் தாளைச் சிவப்பாக்குகிறது. (4) காரங்களை நடுநிலையாக்கி உப்பையும், நீரையும் தருகிறது. உப்பு மூலத்திறன் இரண்டாதலால் இரு வித உப்புகளை உண்டாக்குகிறது.

$$NaOH + H_2SO_4 \longrightarrow NaHSO_4 + H_2O$$
சோடியம் பைசல்ஃபேட்

$$2\,NaOH + H_2SO_4 \longrightarrow Na_2SO_4 + 2\,H_2O$$
சோடியம் சல்ஃபேட்

(3) உலோகங்களுடன் வினை

சல்ஃபூரிக் அமிலம் உலோகங்களுடன் வினைபட்டு உண்டாகும் வினைபொருள்கள் அமிலத்தின் அடர்வையும், உலோகத்தின் தன்மையையும் பொறுத்தது. வெப்பநிலையும் வினைபொருள்களின் தன்மையை நிர்ணயிக்கிறது. நீர்த்த அமிலம், அமிலப்பண்பையும், அடர் அமிலம் ஆக்சிஜனேற்றும் பண்பையும் பெற்றுள்ளன.

(a) மக்னீசியம், சிங்க், அலுமினியம், அயர்ன், மாங்கனீஸ் போன்ற உலோகங்கள் நீர்த்த சல்ஃபூரிக் அமிலத்துடன் வினைபட்டு ஹைட்ரஜனை வெளியேற்றுகின்றன. இவ் உலோகங்களின் உலோக சல்ஃபேட்டுகள் உண்டாகின்றன. இவ் வினைகள் குளிர்ந்த வெப்பநிலையில் நடைபெறுகின்றன.

$$Mg + H_2SO_4 \longrightarrow MgSO_4 + H_2\uparrow$$

$$Zn + H_2SO_4 \longrightarrow ZnSO_4 + H_2\uparrow$$

$$2\,Al + 3\,H_2SO_4 \longrightarrow Al_2(SO_4)_3 + 3\,H_2\uparrow$$

$$Fe + H_2SO_4 \longrightarrow FeSO_4 + H_2$$

$$Mn + H_2SO_4 \longrightarrow MnSO_4 + H_2$$

(b) காப்பர், டின், மெர்க்குரி, லெட், சில்வர் போன்ற உலோகங்கள் அடர் சல்ஃபூரிக் அமிலத்துடன் சூடுபடுத்தப்பட்டு உலோக சல்ஃபேட்டுகளை உண்டாக்குகின்றன. அடர் சல்ஃபூரிக் அமிலம் இவ் வினைகளில் ஆக்சிஜனேற்றியாகச் செயல்பட்டு, தான் சல்ஃபர் டைஆக்சைடாக ஒடுக்கமடைகிறது.

காப்பருடன் வினை :

(1) $H_2SO_4 \longrightarrow H_2O + SO_2 + [O]$

(2) $Cu + [O] \longrightarrow CuO$

(3) $CuO + H_2SO_4 \longrightarrow CuSO_4 + H_2O$

(1)+(2)+(3) $Cu + 2H_2SO_4 \longrightarrow CuSO_4 + 2H_2O + SO_2 \uparrow$

$Sn + 4H_2SO_4 \longrightarrow Sn(SO_4)_2 + 2SO_2 + 4H_2O$
டின்

$Hg + 2H_2SO_4 \longrightarrow HgSO_4 + SO_2 + 2H_2O$
மெர்க்குறி

$Pb + 2H_2SO_4 \longrightarrow PbSO_4 + SO_2 + 2H_2O$

$2Ag + 2H_2SO_4 \longrightarrow Ag_2SO_4 + SO_2 + 2H_2O$

(c) சிங்க் உலோகம் அடர் சல்ஃபூரிக் அமிலத்துடன் சூடு படுத்தினுல் சூழ்நிலைக்கேற்ப பல்வேறு முறைகளில் வினைபுரி கிறது. அமிலம் சிங்க் உலோகத்தை சிங்க் சல்ஃபேட்டாக ஆக்சிஜனேற்றம் செய்து, தான் சல்ஃபர் டைஆக்சைடு, சல்ஃபர், ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடாக ஒடுக்கமடைகிறது. இவ் வினைகளில் சிங்க் ஒரு சிறந்த ஆக்சிஜன் ஒடுக்கியாகச் செயல்படுகிறது.

(1) $H_2SO_4 \longrightarrow H_2O + SO_2 + O$

(2) $O + Zn \longrightarrow ZnO$

(3) $ZnO + H_2SO_4 \longrightarrow ZnSO_4 + H_2O$

(1)+(2)+(3) $Zn + 2H_2SO_4 \longrightarrow ZnSO_4 + 2H_2O + SO_2 \uparrow$

(1) $H_2SO_4 \longrightarrow H_2O + S + 3[O]$

(2) $3[O] + 3Zn \longrightarrow 3ZnO$

(3) $3ZnO + 3H_2SO_4 \longrightarrow 3ZnSO_4 + 3H_2O$

(1)+(2)+(3) $3Zn + 4H_2SO_4 \longrightarrow 3ZnSO_4 + 4H_2O + S \downarrow$

(1) $H_2SO_4 \longrightarrow H_2S + 4[O]$

(2) $4[O] + 4Zn \longrightarrow 4ZnO$

(3) $4ZnO + 4H_2SO_4 \longrightarrow 4ZnSO_4 + 4H_2O$

(1)+(2)+(3) $4Zn + 5H_2SO_4 \longrightarrow 4ZnSO_4 + 4H_2O + H_2S \uparrow$

கோல்ட், பிளாட்டினம் போன்ற உலோகங்கள் சல்ஃபூரிக் அமிலத்துடன் வினைபடுவதில்லை.

(4) உப்புகளுடன் வினை

அடர் சல்ஃபூரிக் அமிலம், குளோரைடுகள், நைட்ரேட்டுகள், சல்ஃபைடுகள் போன்ற] உப்புகளைச் சிதைவடையச் செய்து, அவற்றின் அமிலங்களை உண்டாக்குகிறது.

$$2NaCl + H_2SO_4 \longrightarrow Na_2SO_4 + 2HCl$$

$$KNO_3 + H_2SO_4 \longrightarrow KHSO_4 + HNO_3$$

$$FeS + H_2SO_4 \longrightarrow FeSO_4 \rightarrow H_2S$$

(5) கார்பனேட்டுகளுடன் இவ் அமிலம் பொங்குதலோடு (effervescence) வினைபுரியும்போது கார்பன் டைஆக்சைடு வெளிப்படுகிறது.

$$Na_2CO_3 + H_2SO_4 \longrightarrow Na_2SO_4 + H_2O + CO_2 \uparrow$$

(6) ஆக்சிஜனேற்றப் பண்பு

சூடான, அடர் சல்ஃபூரிக் அமிலம் வீரியமுள்ள ஆக்சிஜனேற்றியாகும். உலோகங்களையும், அலோகங்களையும் ஆக்சிஜனேற்ற மடையச் செய்கிறது. உலோகங்களுடன் இதன் வினையை முன்பே பார்த்தோம். சல்ஃபூரிக் அமிலம் சூடுபடுத்தும்போது கீழ்க்கண்டவாறு சிதைவடைந்து ஆக்சிஜனைக் கொடுக்கிறது.

$$H_2SO_4 \longrightarrow H_2O + SO_2 + [O]$$

அலோகங்களுடன் சல்ஃபூரிக் அமிலம் வினைபுரிந்து அவற்றின் ஆக்சைடுகளாக ஆக்சிஜனேற்றம் செய்கிறது.

(a) கார்பனை அடர் சல்ஃபூரிக் அமிலத்துடன் சூடு செய்தால் கார்பன் டைஆக்சைடாக ஆக்சிஜனேற்றமடைகிறது.

(1) $2H_2SO_4 \longrightarrow 2H_2O + 2SO_2 + 2\,[O]$

(2) $C + 2\,[O] \longrightarrow CO_2$

(1)+(2) $C + 2H_2SO_4 \longrightarrow 2H_2O + 2SO_2 + CO_2$

(b) சல்ஃபர் அடர்சல்ஃபூரிக் அமிலத்துடன் வினைபட்டு சல்ஃபர் டைஆக்சைடு உண்டாகிறது

$$S + 2H_2SO_4 \longrightarrow 2H_2O + 3SO_2 \uparrow$$

(c) ஹைட்ரஜன் அடர் சல்ஃபூரிக் அமிலத்துடன் சூடுபடுத்தும்போது நீராக ஆக்சிஜனேற்றமடைகிறது.

$$H_2 + H_2SO_4 \longrightarrow SO_2 \uparrow + 2H_2O$$

(d) சூடான, அடர் சல்ஃபூரிக் அமிலம், ஹைட்ரஜன் புரோமைடு, ஹைட்ரஜன் அயோடைடு, ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு ஆகியவற்றை அவற்றின் தனிமங்களாக ஆக்சிகரணம் செய்கிறது.

$$2HBr + H_2SO_4 \longrightarrow Br_2 + SO_2\uparrow + 2H_2O$$

$$2HI + H_2SO_4 \longrightarrow I_2 + SO_2\uparrow + 2H_2O$$

$$H_2S + H_2SO_4 \longrightarrow 2H_2O + SO_2\uparrow + S\downarrow$$

சல்ஃபூரிக் அமிலம், ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தைக் குளோரினாக ஆக்சிஜனேற்றம் செய்வதில்லை.

சோதனை

சல்ஃபூரிக் அமிலமும் உலோக சல்ஃபேட் கரைசல்களும் பேரியம் குளோரைடு கரைசலுடன் வெண்மையான வீழ்படிவை உண்டாக்குகின்றன. இவ் வீழ்படிவு ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தில் கரைவதில்லை.

$$BaCl_2 + H_2SO_4 \longrightarrow BaSO_4\downarrow + 2HCl$$

$$Na_2SO_4 + BaCl_2 \longrightarrow BaSO_4\downarrow + 2NaCl$$

பயன்கள்

சல்ஃபூரிக் அமிலம் எல்லாத் தொழிற்சாலைகளிலும் பயன்படக்கூடிய பொருள். அம்மோனியம் சல்ஃபேட், சூப்பர் பாஸ்ஃபேட்போன்ற உரங்களைத் தயாரிக்கவும், ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம், நைட்ரிக் அமிலம், பாஸ்ஃபாரிக் அமிலம் போன்ற அமிலங்களை உற்பத்தி செய்யவும் பாட்டரிகளிலும் (மின் கலங்களிலும்) பயனாகிறது. டி. என். டி. (T. N. T.), னைட்ரோ கிளிசரின் (nitro-glycerine) போன்ற வெடிபொருள்களைத் (explosives) தயாரிக்கவும் இது பயன்படுகிறது. ஈத்தர், கோல-டார் சாயங்கள் (coal tar dyes), பல மருந்துகள் ஆகியவற்றைத் தயாரிக்கவும், பெட்ரோலியத்தைச் சுத்திகரிக்கவும், சோதனைச்சாலையில் உலர்த்தியாகவும், வேதிவினைப் பொருளாகவும் பயன்படுத்தப்படுகிறது.

வினாக்கள்

1. (a) புறவேற்றுமை என்பதை விளக்குக.
   (b) சல்ஃபரின் புற வேற்றுமையை விளக்கிக்கூறு.

2. தூய, உலர்ந்த ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடைச் சோதனைச் சாலையில் தயாரிக்கும் முறை விளக்குக. கீழ்க்கண்ட

வற்றின் நீர்க் கரைசல்களின் வழியாக ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடு செலுத்தும்போது நிகழும் மாறுதல்களைச் சமன்பாடுகளுடன் விளக்குக.

(i) குளோரின் (ii) சல்ஃபர் டைஆக்சைடு (iii) லெட் நைட்ரேட்டு (iv) ஃபெரிக் குளோரைடு (v) சோடியம் ஹைட்ராக்சைடு.

3. பண்பறி பகுப்பாய்வில் ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடின் பயன்களை விளக்குக.

4. சல்ஃபர்டை ஆக்சைடைச் சோதனைச் சாலையில் எவ்வாறு தயாரிப்பாய்? இவ் வாயுவின் கீழ்க்கண்ட பண்புகளைத் தக்க எடுத்துக்காட்டுகளுடன் விளக்கு.

(a) ஆக்சிஜன் ஒடுக்கப் பண்பு, (b) ஆக்சிஜனேற்றப் பண்பு, (c) அமில ஆக்சைடு, (d) நிறம் நீக்கும் பண்பு.

5. கீழ்க்கண்டவற்றின் வழியாக சல்ஃபர் டைஆக்சைடு செலுத்தும்போது ஏற்படும் மாறுதல்களைச் சமன்பாடுகளுடன் விளக்குக.

(a) குளோரின் நீர், (b) பொட்டாசியம் ஹைட்ராக்சைடுக் கரைசல், (c) அமிலங்கலந்த பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட்டுக் கரைசல, (d) அமிலங் கலந்த பொட்டாசியம் டைகுரோமேட்டுக் கரைசல்.

6. சல்ஃபூரிக் அமிலம் தயாரிக்கப் பயன்படும் தொடுகை முறையைத் தெளிவாகக் கூறுக.

7. கீழ்க்கண்ட பொருள்களுடன் சல்ஃபூரிக் அமிலம் எவ்வாறு வினைபடுகிறது.

(a) படிக வடிவ காப்பர் சல்ஃபேட், (b) எத்தில் ஆல்கஹால், (c) ஆக்சாலிக் அமிலம், (d) சிங்க், (e) காப்பர், (f) கரும்புச் சர்க்கரை, (g) கரி.

8. சல்ஃபரின் மீது வெப்பத்தின் செயலை விவரி.

9. குளோரின். சல்ஃபர் டைஆக்சைடு இவற்றின் நிறம் நீக்கும் பண்புகளை ஒப்பிடுக.

10. சல்ஃபூரிக் அமிலத்தின் பண்புகளையும் பயன்களையும் பற்றிக் குறிப்பு வரைக.

23. நைட்ரஜன்

(Nitrogen)

கிடைக்கும் விதம்

காற்றின் 78% கன அளவு நைட்ரஜன் தனிம நிலையில் உள்ளது. எரிமலை வாயுக்களிலும், நிலக்கரி வாயுக்களிலும் இது தனிம நிலையில் இருக்கிறது. தாவரங்களிலும், விலங்குகளிலும் நைட்ரஜன் புரோட்டீனாக சேர்மநிலையில் காணப் படுகிறது. இயற்கையில் கிடைக்கும் நைட்டர் (nitre) KNO_3, சில்லி சால்ட் பீட்டர் (Chile Salt–Petre $NaNO_3$) ஆகியவற்றிலும் நைட்ரஜன உள்ளது.

தயாரிக்கும் முறைகள்

(1) அம்மோனியம் டைகுரோமேட்டைச் சூடு செய்தால் நைட்ரஜனும், நீராவியும், மிகுதியான அளவு குரோமியம் செஸ்க்வி ஆக்சைடும் உண்டாகின்றன.

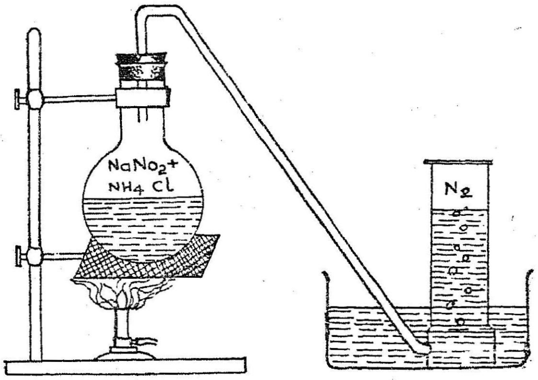
$$(NH_4)_2 Cr_2O_7 \xrightarrow{\Delta} Na \uparrow + 4 H_2O + Cr_2O_3$$

(2) அம்மோனியாக் கரைசல் மூலம் குளோரினைச் செலுத்தினல் அம்மோனியா ஆக்ஸிஜனேற்றமடைந்து நைட்ரஜன் கிடைக்கிறது. இவ் வினையின்போது அம்மோனியா மிகையாக இருக்கவேண்டும்.

$$8 NH_3 + 3 Cl_2 \longrightarrow 6 NH_4 Cl + N_2 \uparrow$$

(3) சோதனைச் சாலையில் நைட்ரஜன் தயாரித்தல்: படத்தில் காட்டியபடி கருவிகளைப் பொருத்திக் கொள்ள வேண்டும். உருண்டை வடிவக்குடுவையில் அம்மோனியம்

குளோரைடு, சோடியம் நைட்ரேட் ஆகியவற்றின் அடர் கரைசல்களை எடுத்துச் சூடு செய்யவேண்டும். அப்போது



படம் 52.

நைட்ரஜன் தயாரித்தல்

உண்டாகும் அம்மோனியம் நைட்ரேட் சிதைவுற்று நைட்ரஜன் உண்டாகிறது.

$$NH_4Cl + NaNO_2 \longrightarrow NH_4NO_2 + NaCl$$

$$NH_4NO_2 \longrightarrow N_2\uparrow + 2\,H_2O$$

இவ்விதம் உண்டாகும் நைட்ரஜன் போக்குக் குழாய் மூலம் வெளிச்சென்று வாயுஜாடியில் நீரின்மேல் சேகரிக்கப்படுகிறது.

பெருமளவில் தயாரித்தல்

தூய உலர்ந்த காற்றைக் குளிர்வித்து நீர்மமாக்கி அதைப் பின்னர் பகுத்து வடித்தால் குறைவான கொதிநிலை உடைய நைட்ரஜன் முதலில் ஆவியாகி வெளிவரும். அதைச் சேகரித்துக்கொள்ளலாம். இம் முறை ஆக்ஸிஜன் பகுதியில் விரிவாக விளக்கப்பட்டுள்ளது.

இயற்பியல் பண்புகள்

நைட்ரஜன் நிறமற்ற, மணமற்ற சுவையற்ற வாயு. இது காற்றைவிடச் சிறிது லேசானது. நீரில் மிகக் குறைவாகவே கரைகிறது,

அலோகங்களுடன் வினை

(1) நைட்ரஜன் மற்ற தனிமங்களுடன் எளிதில் வினை புரிவதில்லை. மின் வில் (arc) வெப்பநிலையில் (3000°C) இது ஆக்ஸிஜனுடன் சேர்ந்து நைட்ரிக் ஆக்சைடைத் தருகிறது.

$$N_2 + O_2 \longrightarrow 2\,NO$$

(2) நைட்ரஜனும் ஹைட்ரஜனும் சேர்ந்த வாயுக் கலவையை மிகுந்த அழுத்தத்திற்கு உட்படுத்தி ஒரு வினை வேக மாற்றியின் துணையுடன் 500°C வெப்பநிலைக்குச் சூடுபடுத்தினால் அம்மோனியா உண்டாகிறது. இதற்கு ஹேபர் முறை (Haber Process) என்று பெயர்.

$$N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3.$$

உலோகங்களுடன் வினை

மிகுந்த வெப்பநிலைக்குச் சூடுபடுத்தப்பட்ட மக்னீசியம், அலுமினியம், கால்சியம் போன்ற உலோகங்களின்மீது நைட்ரஜனைச் செலுத்தினால் உலோக நைட்ரைடுகள் கிடைக்கின்றன.

$$3Mg + N_2 \longrightarrow Mg_3N_2$$ (மக்னீசியம் நைட்ரைடு)

$$2Al + N_2 \longrightarrow 2AlN$$ (அலுமினியம் நைட்ரைடு)

பயன்கள்

அம்மோனியா, நைட்ரிக் அமிலம் போன்ற பயன் மிக்க பொருள்களைத் தயாரிக்க இது பயனாகிறது. மின் விளக்குகளிலுள்ள கண்ணாடிச் சிமிழ்களை நிரப்பவும், சில உலோகங்களைப் பிரித்தெடுப்பதற்கான மந்தச் சூழ்நிலையை (inert atmosphere) உருவாக்கவும் இது பயன்படுகிறது.

அம்மோனியா நைட்ரிக் அமிலம்

காற்றில் 78% கன அளவு நைட்ரஜன் தனிம நிலையில் உள்ளது. இது நைட்டர் (nitre) KNO_3, சில்லி சால்ட்பீட்டர் (Chile salt-petre) $NaNO_3$ ஆகிய சேர்மங்களிலும் காணப்படுகிறது. நைட்ரஜன் பல சேர்மங்களை உண்டாக்குகிறது. இவற்றில் முக்கியமான சேர்மங்கள் அம்மோனியாவும், நைட்ரிக் அமிலமும் ஆகும்.

அம்மோனியா
(Ammonia)

மூலக்கூறு வாய்பாடு, NH_3, மூலக்கூறு எடை, 17.

அம்மோனியா நைட்ரஜனின் ஹைட்ரைடு, பலநூற்றாண்டுகளுக்கு முன்பே இந்தியாவிலும், எகிப்திலும் வேதியியல் வல்லுநர்கள் இச் சேர்மத்தை அறிந்திருந்தனர். 1774ஆம் ஆண்டு ப்ரீஸ்ட்லி என்ற விஞ்ஞானி இதை முதன் முதலில் கண்டறிந்தார். 1785-ல் பெர்த்தாலட் என்பவர் அம்மோனியா ஹைட்ரஜனையும், நைட்ரஜனையும் பெற்றிருக்கிறது எனக் காண்பித்தார். 1823-ல் ஃபாரடே இவ் வாயுவை நீர்மமாக்கினார்.

தயாரிக்கும் முறைகள்

(1) அம்மோனியம் உப்புகளைக் காரக்கரைசல்களுடன் சூடு செய்தால் அம்மோனியா கிடைக்கிறது.

$$NH_4Cl + NaOH \longrightarrow NaCl + NH_3\uparrow + H_2O$$

(2) அம்மோனியம் உப்புகளை வெப்பத்தால் சிதைத்து அம்மோனியா பெறப்படுகிறது.

$$(NH_4)_2SO_4 \longrightarrow NH_4HSO_4 + NH_3\uparrow$$

$$NH_4Cl \rightleftharpoons NH_3\uparrow + HCl\uparrow$$

(3) மக்னீசியம் நைட்ரைடு, கால்சியம் நைட்ரைடு, அலுமினியம் நைட்ரைடு போன்ற உலோக நைட்ரைடுகளை நீராற் பகுத்தால் அம்மோனியா தோன்றுகிறது.

$$Mg_3N_2 + 6\,H_2O \longrightarrow 3\,Mg(OH)_2 + 2\,NH_2\uparrow$$

$$Ca_3N_2 + 6\,H_2O \longrightarrow 3\,Ca(OH)_2 + 2\,NH_3\uparrow$$

$$AlN + 3\,H_2O \longrightarrow Al(OH)_3 + NH_3\uparrow$$

(4) சில உலோக நைட்ரேட்டுகள் அல்லது நைட்ரைட்டுகளைப் பிறவி நிலை ஹைட்ரஜனால் ஆக்சிஜன் ஒடுக்கம் செய்து அம்மோனியா தயாரிக்கப்படுகிறது. சான்றாகப் பொட்டாசியம் நைட்ரேட்டு, சிங்க் தூள் கலந்த கலவை பொட்டாசியம் ஹைட்ராக்சைடுடன் சூடுபடுத்தியபோது அம்மோனியா உண்டாகிறது.

$$Zn + 2\,KOH \longrightarrow K_2ZnO_2 + 2\,[H]$$

பொட்டாசியம் சிங்கேட்

$$KNO_3 + 8\,[H] \longrightarrow KOH + 2\,H_2O + NH_3\uparrow$$

சோடியம் நைட்ரைட், அலுமினியம் கலந்த கலவையைச் சோடியம் ஹைட்ராக்சைடுடன் சூடுபடுத்த அம்மோனியா கிடைக்கிறது.

$$Al + 3Na\,OH \longrightarrow Na_3AlO_3 + 3[H]$$
சோடியம் அலுமினேட்

$$NaNO_3 + 6[H] \longrightarrow NaOH + H_2O + NH_3\uparrow$$

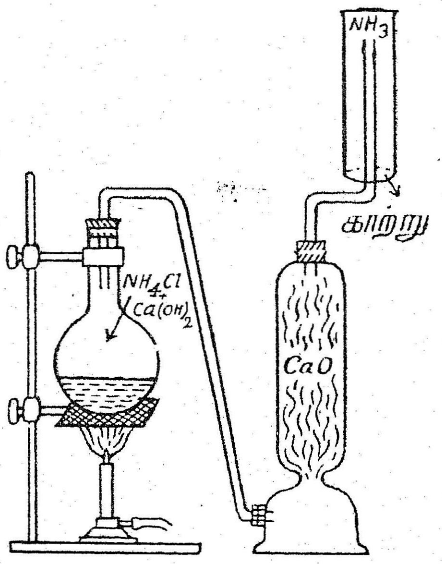
தொழிற்சாலை முறை ஹேபர் முறை

தொழிற்சாலைகளில் அம்மோனியா, நைட்ரஜன், ஹைட்ரஜன் இரண்டையும் முறையே 1 : 3 என்ற கன அளவு விகிதத்தில் 500°C வெப்பநிலையில், 200 வளி மண்டல அழுத்தத்தில், இரும்பு வினைவேக மாற்றியின் முன்னணியில், இணைத்துப் பெறப்படுகிறது.

$$N_2 + 3H_2 \longrightarrow 2NH_3\uparrow + 21{\cdot}9$$ கி. கலோரிகள்.

சோதனைச் சாலையில் அம்மோனியா தயாரித்தல்

சோதனைச் சாலையில் அம்மோனியம் குளோரைடையும்,



படம் 54.

சோதனைச்சாலையில் அம்மோனியா தயாரித்தல்

நீற்றிய சுண்ணும்பையும் $[Ca(OH)_2]$ உலர்ந்த நிலையில் சூடு செய்து அம்மோனியா தயாரிக்கப்படுகிறது.

$$2NH_4Cl + Ca(OH)_2 \longrightarrow CaCl_2 + 2NH_3 \uparrow + 2H_2O$$

உருண்டை வடிவக் குடுவையொன்றில் அம்மோனியம் குளோரைடையும், நீற்றிய சுண்ணும்பையும் $[Ca(OH)_2]$ உலர்ந்த நிலையில் எடுத்துக் கொண்டு சூடு செய்ய வேண்டும். இப்போது மேற்கண்ட சமன்பாட்டில் காட்டியபடி இவையிரண்டும் வினைபட்டு அம்மோனியா உண்டாகிறது. இவ்வாறு போக்குக் குழாய்மூலம் வெளிவரும் அம்மோனியா வாயு நீர் மூலக்கூறுகளைப் பெற்றிருக்கிறது. இவ் வாயுவை உலர்த்துவதற்கு அடர் சல்ஃபூரிக் அமிலத்தைப் பயன்படுத்த முடியாது. சல்ஃபூரிக் அமிலம் காரப் பண்புள்ள அம்மோனியாவுடன் வினைபட்டு அம்மோனியம் சல்ஃபேட்டு உண்டாகிறது.

$$2NH_3 + H_2SO_4 \longrightarrow (NH_4)_2SO_4$$

பாஸ்ஃபரஸ் பெண்டாக்ஸைடும் நீருள்ள அம்மோனியாவுடன் வினைபடுவதால் நீரை நீக்க இதனைப் பயன்படுத்த முடியாது, பாஸ்ஃபரஸ் பெண்டாக்ஸைடு நீருடன் வினைபட்டு பாஸ்ஃபாரிக் அமிலத்தை உண்டாக்குகிறது. இவ்வமிலம் அம்மோனியாவுடன் வீரியத்துடன் வினைபுரிந்து அம்மோனியம் பாஸ்ஃபேட் என்ற உப்பைத் தோற்றுவிக்கிறது.

$$(1) \quad P_2O_5 + 3H_2O \longrightarrow 2H_3PO_4$$

$$(2) \quad 6NH_3 + 2H_3PO_4 \longrightarrow 2(NH_4)_3PO_4$$

$$(1)+(2) \quad P_2O_5 + 3H_2O + 6NH_3 \longrightarrow 2(NH_4)_3PO_4$$

நீரற்ற கால்சியம் குளோரைடும் அம்மோனியாவை உலர்த்தப் பயன்படுவதில்லை. ஏனெனில், இஃது அம்மோனியாவுடன் சேர்ந்து வினைபட்டு $CaCl_2 \cdot 8NH_3$ என்ற சேர்மத்தை உண்டாக்குகிறது.

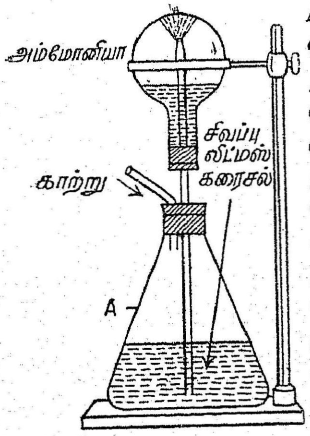
$$CaCl_2 + 8NH_3 \longrightarrow CaCl_2 \cdot NH_3$$

மேற்கூறிய காரணங்களினால், அம்மோனியாவை உலர்த்துவதற்குக் காரப் பண்புள்ள உலர்த்தும் பொருள்களைத்தான் உபயோகிக்கவேண்டும் என்பது தெளிவாகிறது. எனவே, வெளிவந்த அம்மோனியாவைச் சுட்ட சுண்ணும்பு (quick lime) உள்ள உலர்த்தும் கோபுரம்மூலம் செலுத்தி உலர்த்த வேண்டும்.

அம்மோனியா வாயு, காற்றைவிட இலேசானதால், வாயு ஜாடியில் காற்றைக் கீழ்முகப் பெயர்ச்சி செய்வதன்மூலம் சேகரிக்கப்படுகிறது.

இயற்பியல் பண்புகள்

அம்மோனியா நிறமற்ற, கார நெடியுடைய வாயு; காற்றைவிட இலேசானது. இதை எளிதில் திரவமாக்கலாம். இது நீரில் எளிதிலும், மிகுதியாகவும் கரைகிறது. 0°C வெப்ப நிலையில் 1 வளிமண்டல அழுத்தத்தில் ஒரு கன அளவு நீரில் 1300 கன அளவு அம்மோனியா கரைகிறது. நீரில் இவ் வாயுவின் மிகுதியான கரைதிறனை மெய்ப்பிக்க ஊற்றுச் சோதனையைப் பயன்படுத்தலாம்.



படம் 55. அம்மோனியாவின் கரைதிறனுக்கு விளக்கம்.

படத்தில் காட்டியபடி சிவப்பு லிட்மஸ் கரைசல் உள்ள A என்னும் கூம்புக் குடுவை, அம்மோனியா வாயு அதிக அழுத்தத்தில் நிரப்பப்பட்ட, கவிழ்த்து வைக்கப்பட்டுள்ள B என்னும் உருண்டை வடிவக் குடுவையுடன் ஒரு குழாயின்மூலம் இணைக்கப்பட்டுள்ளது. C என்னும் போக்குக்குழாய்மூலம் காற்றை ஊதிச் சிறிது சிவப்பு லிட்மஸ் கரைசலைக் கூர் நுனிக்குழாய்மூலம் B குடுவைக்குள் செலுத்தவேண்டும். அக் குடுவையிலுள்ள அம்மோனியா பெரும்பகுதி சிவப்பு லிட்மஸ் கரைசலில் கரைந்து விடுவதனால் அங்கு அழுத்தம் மிகவும் குறைந்து விடுகிறது. அதனால் சிவப்பு லிட்மஸ் கரைசல் B குடுவைக்குள் வேகமாகத் தள்ளப்பட்டு நீரூற்றுப் போல் விழுகிறது. அப்போது சிவப்பு லிட்மஸ் கரைசல் நீலமாக மாறுகிறது. நீரில் கரைந்த அம்மோனியாக் கரைசல் காரப் பண்பு உள்ளது என்பது தெளிவாகிறது.

வேதிப் பண்புகள்

(1) எரிதல்: அம்மோனியா வாயு தானாகவும் எரிவதில்லை. மற்ற பொருள்கள் எரிவதையும் தூண்டுவதில்லை. ஓர் எரியும் குச்சியை அம்மோனியா உள்ள ஜாடியில் நுழைத்தால் அது

அணைந்துவிடுகிறது. ஆனால், ஆக்சிஜனில் அம்மோனியா தீப் பற்றி பச்சை கலந்த மஞ்சள் நிறச் சுடருடன் எரிகிறது.

$$4NH_3 + 3O_2 \longrightarrow 2N_2\uparrow + CH_2O$$

(2) காரப் பண்பு

அம்மோனியா நீரில் கரைந்து அம்மோனியம் ஹைட்ராக்சைடு என்ற வீரியம் குறைந்த காரத்தைக் கொடுக்கிறது.

$$NH_3 + H_2O \longrightarrow NH_4OH$$

இக் கரைசல் சிவப்பு லிட்மஸ் தாளை நீல நிறமாக மாற்றுகிறது.

அம்மோனியா அமிலங்களுடன் வினைபட்டு உப்புகளைத் தருகிறது. அடர் சல்ஃபூரிக் அமிலத்துடன் வினைபட்டு அம்மோனியம் சல்ஃபேட் என்ற உரமாகப் பயன்படும் உப்பைக் கொடுக்கிறது.

$$2NH_3 + H_2SO_4 \longrightarrow (NH_4)_2SO_4$$

அடர் ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலத்தில் தோய்த்த ஒரு கண்ணாடிக் குச்சியை அம்மோனியா வாயுவில் காட்டினால் அடர்ந்த வெண்புகையுடன் அம்மோனியம் குளோரைடு என்ற உப்பு உண்டாகிறது.

$$NH_3 + HCl \longrightarrow NH_4Cl$$

(3) சூடான பிளாட்டினம் வினைவேக மாற்றியின்மீது, அம்மோனியா, காற்று கலந்த கலவையைச் செலுத்தினால், நைட்ரிக் ஆக்சைடு உண்டாகிறது.

$$4NH_3 + 5O_2 \longrightarrow 4NO + 6H_2O$$

(4) ஆக்சிஜன் ஒடுக்கப் பண்பு

(a) அம்மோனியா வீரியம் மிக்க ஆக்சிஜன் ஒடுக்கி. சூடுபடுத்தப்பட்ட உலோக ஆக்சைடுகள்மூலம் இவ் வாயுவை செலுத்தினால், அவை உலோகங்களாக ஒடுக்கப்படுகின்றன.

$$3CuO + 2NH_3 \longrightarrow N_2\uparrow + 3H_2O + 3Cu$$

$$3PbO + 2NH_3 \longrightarrow N_2\uparrow + 3H_2O + 3Pb$$

(b) சூடுபடுத்தப்பட்ட சலவைத்தூள் அம்மோனியாவால் கால்சியம் குளோரைடாக ஒடுக்கப்படுகிறது,

$$3CaOCl_2 + 2NH_3 \longrightarrow 3CaCl_2 + N_2\uparrow + 3H_2O$$

(c) மிகையான அம்மோனியா குளோரினுடன் வினைபட்டு அம்மோனியம் குளோரைடை உண்டாக்குகிறது.

$$(1) \quad 2NH_3 + 3Cl_2 \longrightarrow N_2 + 6HCl$$

$$(2) \quad 6NH_3 + 6HCl \longrightarrow 6NH_4Cl$$

$$(1) + (2) \quad 8NH_3 + 3Cl_2 \longrightarrow N_2 + 6NH_4Cl$$

(d) அதிக அளவு குளோரினுடன் வினைபட்டு, அம்மோனியா, நைட்ரஜன் ட்ரை குளோரைடையும், ஹைட்ரஜன் குளோரைடையும் தருகிறது.

$$NH_3 + 3Cl_2 \longrightarrow NCl_3 + 3HCl$$

நைட்ரஜன்
ட்ரைகுளோரைடு

(5) உலோகங்களுடன் வினை

(a) சூடுபடுத்தப்பட்ட சோடியத்தின்மூலம் அம்மோனியாவை செலுத்தினால் சோடாமைடு உண்டாகிறது.

$$2NH_3 + 2Na \longrightarrow 2NaNH_2 + H_2\uparrow$$

(b) மகனீசயத்துடன் வினைபட்டு மகனீசயம் நைட்ரைடைத் தருகிறது.

$$3Mg + 2NH_3 \longrightarrow Mg_3N_2 + 3H_2\uparrow$$

(6) நிலைப்புத் தன்மை

சாதாரண வெப்பநிலையில் அம்மோனியா நிலையானதாயுள்ளது. ஆனால் 500°C வெப்பநிலையில் மின்பொறியை உண்டாக்கும்போது இது சிதைவுற்று நைட்ரஜனையும், ஹைட்ரஜனையும் கொடுக்கிறது.

$$2NH_3 \longrightarrow N_2 + 3H_2$$

சோதனை

1. நிறமற்ற, கார நெடியுடைய வாயு; 2. ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலத்தில் தோய்த்தெடுத்த கண்ணாடித் தண்டை அம்மோனியா உள்ள ஒரு வாயு ஜாடியில் நுழைத்தால் அடர்ந்த வெண்புகை உண்டாகிறது. 3. ஈரமான சிவப்பு லிட்மஸ்தாள் இவ் வாயுவில் நீலநிறமாக மாறுகிறது.

அம்மோனியம் உறுப்புக்கான சோதனைகள்

(1) ஓர் அம்மோனியம் உப்பைத் தனியாகவோ அல்லது அடர் சோடியம் ஹைட்ராக்சைடு கரைசலுடனே சூடு படுத்தினால் அம்மோனியா வாயு வெளி வருகிறது.

(2) நெஸ்லர் சோதனை (Nessler's test)

சிறிது மெர்க்குரிக் குளோரைடு ஒரு சோதனைக் குழாயில் எடுத்துக் கொண்டு அத்துடன் பொட்டாசியம் அயோடைடுக் கரைசலைச் சிறிது சிறிதாகச் சேர்த்தால் ஒரு சிவப்பு நிற வீழ் படிவு உண்டாகிறது. இதைச் சிறிது அதிகமான பொட்டாசியம் அயோடைடுக் கரைசலில் கரைத்தவுடன் ஒரு தெளிவான கரைசல் கிடைக்கிறது. இதற்கு நெஸ்லர் வினைக்கரணி எனப் பெயர். இத்துடன் சோடியம் ஹைட்ராக்சைடு கரைசலில் சிறிதளவும், அம்மோனியம் உப்புக் கரைசலையும் சேர்த்தால் ஆழ்ந்த பழுப்பு நிற வீழ்படிவு உண்டாகிறது. இச் சோதனை மூலம் அம்மோனியம் உறுப்பு உறுதிப் படுத்தப்படுகிறது.

பயன்கள்

அம்மோனியம் சல்ஃபேட், அம்மோனியம் நைட்ரேட், யூரியா போன்ற பயன்மிக்க உரங்களைத் தயாரிக்கவும், நைட்ரிக் அமிலம், அனிலீன், சோடியம் கார்பனேட் முதலியன வற்றை உற்பத்தி செய்யவும் அம்மோனியா பயனாகிறது. திரவ அம்மோனியா குளிரூட்டும் சாதனங்களில் பயன்படுகிறது.

நைட்ரிக் அமிலம்

(Nitric acid)

மூலக்கூறு வாய்பாடு : HNO_3 : மூலக்கூறு எடை, 63.

1650-ல் க்ளாபர் (Glauber) என்ற விஞ்ஞானி நைட்டர் (nitre) என்ற உப்புடன் சல்ஃபூரிக் அமிலத்தை வினைபடுத்தி முதன் முதலில் இவ் வமிலத்தைத் தயாரித்தார். நைட்ரிக் அமிலம் இயற்கையில் காணப்படுவதில்லை. இவ் வமிலத்தின் உப்புக்களான பொட்டாசியம் நைட்ரேட்டும், சோடியம் நைட்ரேட்டும், இயற்கையில் காணப்படுகின்றன.

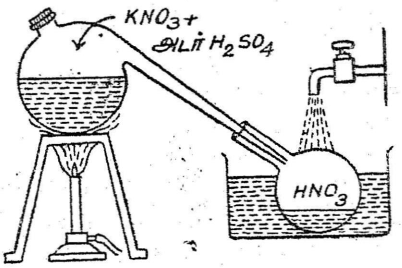
சோதனைச்சாலையில் தயாரிக்கும் முறை

பொட்டாசியம் நைட்ரேட்டையும், அடர் சல்ஃபூரிக் அமிலத்தையும் 150°C வெப்பநிலைக்குச் சூடுபடுத்தி இவ் வமிலம் சோதனைச் சாலையில் தயாரிக்கப்படுகிறது.

$$KNO_3 + H_2SO_4 \longrightarrow KHSO_4 + HNO_3$$

$$KNO + KHSO_4 \longrightarrow K_2SO_4 \longrightarrow HNO_3$$

படத்தில் காட்டியபடி அடர் சல்∴பூரிக் அமிலத்தையும், பொட்டாசியம் நைட்ரேட்டையும் ஒரு வாலையில் எடுத்துக் கொண்டு சூடு செய்யவேண்டும். வெப்பநிலை 150°C-க்கு மிகாமல் கவனித்துக் கொள்ள வேண்டும். இல்லாவிடில்



படம் 56.

நைட்ரிக் அமிலம் தயாரித்தல்.

உயர்ந்த வெப்பநிலையில் அமிலம் சிதைந்து விடும். இவ்வாறு உண்டான நைட்ரிக் அமிலஆவி, நீரால் குளிர்ச்சிசெய்யப்பட்டுக் கொள்கலனையடைந்து திரவமாகிறது. மரத்தக்கை இரப்பர், இவை நைட்ரிக் அமிலத்தால் பாதிக்கப்படுவதால், இக் கருவியின் இணைப்புகள் முழுவதும் கண்ணாடியாலானவை. இவ்வாறு உண்டாகும் நைட்ரிக் அமிலம் முதலில் நிறமற்றதாக இருக்கிறது. ஆனால் பிறகு சிதைவடைந்து உண்டாகும் நைட்ரஜன் பெராக்ஸைடு இதில் கரைந்துள்ளதால், அமிலம் மஞ்சள் நிறத்தையடைகிறது.

$$4\,HNO_3 \longrightarrow 2H_2O + 4NO_2 + O_2$$

எனவே, இவ்வாறு உண்டாகும் நைட்ரிக் அமிலத்தில் நீரும், நைட்ரஜன் பெராக்ஸைடும் மாசுகளாக உள்ளன. நைட்ரிக் அமிலத்தை அடர் சல்∴பூரிக் அமிலத்துடன் காய்ச்சி வடித்தால் நீர் நீக்கப்படுகிறது. சூடான அமிலத்தின் வழியாகக் காற்றைக் செலுத்தி நைட்ரஜன் பெராக்சைடை நீக்கலாம்.

தொழிற்சாலை முறையில் நைட்ரிக் அமிலம் தயாரித்தல்

நைட்ரிக் அமிலம் ஆஸ்ட்வால்டு முறையில் (Ostwald Process) பெருவாரியாகத் தயாரிக்கப்படுகிறது. ஹேபர் முறை

யில் தயாரிக்கப்பட்ட அம்மோனியா வாயு காற்றுடன் கலந்து 600°C வெப்பநிலைக்கு சூடுபடுத்தப்பட்டு, பிளாட்டின வினைவேக மாற்றியின் மீது செலுத்தப்படுகிறது. அம்மோனியா நைட்ரிக் ஆக்சைடாக ஆக்சிஜனேற்றமடைகிறது. பிறகு நைட்ரிக் ஆக்சைடு காற்றுடன் கலந்து நைட்ரஜன் டை ஆக்சைடாக மாறுகிறது. நைட்ரஜன் டைஆக்சைடு நீரில் கரைந்து அமிலத்தை உண்டாக்குகிறது.

$$4NH_3 + 5O_2 \longrightarrow 4NO\uparrow + 6H_2O$$

$$2NO + O_2 \longrightarrow 2NO_2\uparrow$$

$$3NO_2 + H_2O \longrightarrow 2HNO_3 + NO\uparrow$$

இயற்பியல் பண்புகள்

தூய நைட்ரிக் அமிலம் நிறமற்ற, ஈரக் காற்றில் புகையக் கூடிய திரவம். ஒளியில் திறந்து வைக்கப்பட்டிருந்தால் மஞ்சள் நிறத்தைப் பெறுகிறது. நீரில் நன்கு கரைகிறது. இதன் ஒப்பு அடர்த்தி 1.4 தோலில் பட்டால் மஞ்சள் நிறத்தை உண்டாக்குகிறது.

வேதிப் பண்புகள்

நைட்ரிக் அமிலத்தின் பண்புகளை இரு வகையாகப் பிரிக்கலாம்: (1) அமிலப்பண்பு (2) ஆக்சிஜனேற்றப் பண்பு. நைட்ரிக் அமிலம் மிக எளிதில் பிறவி நிலை ஆக்சிஜனை உண்டாக்குவதால் சிறந்த ஆக்சிஜனேற்றியாகச் செயல்படுகிறது.

$$2HNO_3 \longrightarrow 2NO_2 + H_2O + [O]$$

(1) அமிலப் பண்பு

எளிதில் வெளியேறும் ஒரு ஹைட்ரஜன் அணுவைப் பெற்றிருப்பதால் நைட்ரிக் அமிலம் ஒற்றைச் காரத்துவம் உள்ள (Monobasic) அமிலம். நீல லிட்மஸ் தாளைச் சிவப்பாக்குகிறது. கீழ்க்கண்ட வினைகள் இஃது ஒரு வீரியமுள்ள அமிலம் என்பது தெளிவாகிறது.

(a) மக்னீசிய உலோகம் மட்டும் நீர்த்த நைட்ரிக் அமிலத்துடன் வினைபட்டு ஹைட்ரஜனை வெளியேற்றுகிறது. மற்ற உலோகங்கள் நீர்த்த நைட்ரிக் அமிலத்துடன் வினைபட்டு ஹைட்ரஜனை வெளியேற்றுவதில்லை.

$$Mg + 2HNO_3 \longrightarrow Mg(NO_3)_2 + H_2\uparrow$$

(b) கார ஆக்சைடுகளுடன் வினைபட்டு உப்பையும், நீரை யும் தரும். சான்ருக க்யுப்ரிக் ஆக்ஸைடு நைட்ரிக் அமிலத் துடன் வினைபுரிந்து க்யுப்ரிக் நைட்ரேட்டையும், நீரையும் உண்டாக்குகிறது.

$$CuO + 2HNO_3 \longrightarrow Cu(NO_3)_2 + H_2O$$

(c) காரங்களை நடுநிலையாக்கி உப்பையும், நீரையும் தருகிறது. சோடியம் ஹைட்ராக்சைடு நைட்ரிக் அமிலத்துடன் வினைபட்டுச் சோடியம் நைட்ரேட்டையும், நீரையும் தோற்று விக்கிறது.

$$NaOH + HNO_3 \longrightarrow NaNO_3 + H_2O$$

(d) கார்பனேட் உறுப்பு உள்ள உப்புகளுடன் பொங்குத லோடு வினைபட்டுக் கார்பன் டைஆக்சைடு வாயுவை உண்டாக்குகிறது.

$$CaCO_3 + 2HNO_3 \longrightarrow CA(NO_3)_2 + H_2O + CO_2 \uparrow$$

(2) உலோகங்களுடன் வினை

கோல்ட், பிளாட்டினம் போன்ற உயர்ந்த (Noble) உலோகங்களைத் தவிர மற்ற உலோகங்கள் யாவும் நைட்ரிக் அமிலத்துடன் வினைபடுகின்றன. இவ் வினைகள் சிக்கலானவை, இவ் வினைகளின்போது உண்டாகும் வினைபொருள்கள். உலோகத்தின் தன்மை, அமிலத்தின் செறிவு, வினையின் வெப்ப நிலை இவற்றைப் பொறுத்து மாறும். டின், ஆன்டிமனி போன்ற உலோகங்கள் அவற்றின் ஆக்சைடுகளையும், மற்ற உலோ கங்கள் அவற்றின் நைட்ரேட்டுகளையும் உண்டாக்குகின்றன. இவ் வினையின்போது நைட்ரிக் அமிலம் நைட்ரஜன் பெராக்சைடு, நைட்ரிக் ஆக்சைடு, நைட்ரஸ் ஆக்சைடு, நைட்ரஜன், ஹைட்ராக்சில் அமீன் அல்லது அம்மோனியா முதலிய சேர்மங்களாக ஒடுக்கமடைகிறது.

இவ் வினைகளின் வினை வழி முறைகளை விளக்க இரு கருத்துகள் நிலவி வருகின்றன ஒன்றின்படி முதலில் உலோகம் அமிலத்துடன் வினைபட்டு பிறவிநிலை ஹைட்ரஜன் உண்டாக்குகிறது. பிறகு ஹைட்ரஜன் அமிலத்தை மேற்கூறிய சேர்மங்களாக ஒடுக்குகிறது.

$$M + HNO_3 \longrightarrow MNO_3 + H$$

மற்றொரு கருத்தின்படி மின் வேதியல் தொடர்வரிசையில் (electrochemical series) ஹைட்ரஜனுக்கு மேலாக உள்ள உலோகங்கள்தான் இத்தகைய ஆக்சிஜன் ஒடுக்கத்திற்கு உட்படுகின்றன எனக் கூறப்படுகிறது.

(a) காப்பர் : (i) காப்பர் நீர்த்த நைட்ரிக் அமிலத்துடன் வினைபட்டு நைட்ரிக் ஆக்சைடைத் தருகிறது.

$$2HNO_3 \longrightarrow H_2O + 2NO + 3O$$

$$[Cu + O + 2HNO_3 \longrightarrow Cu(NO_3)_2 + H_2O] \times 3$$

$$3Cu + 8HNO_3 \longrightarrow 3Cu(NO_3)_2 + 2NO\uparrow + 4H_2O$$

(ii) அடர் நைட்ரிக் அமிலத்துடன் நைட்ரஜன் உண்டாகிறது.

$$2HNO_3 \longrightarrow H_2O + 2NO_2 + O$$

$$Cu + 2HNO_3 + (O) \longrightarrow H_2O + Cu(NO_3)_2$$

$$Cu + 4HNO_3 \longrightarrow Cu(NO_3)_2 + 2H_2O + 2NO_2$$

(b) லெட் நீர்த்த நைட்ரிக் அமிலத்துடன் வினைபட்டு நைட்ரிக் ஆக்சைடு உண்டாகிறது.

$$3Pb + 8HNO_3 \longrightarrow 3Pb(NO_3)_2 + 2NO + 4H_2O$$

இவ்வுலோகம் அடர் நைட்ரிக் அமிலத்துடன் நைட்ரஜன் பெராக்ஸைடைத் தருகிறது.

$$Pb + 4HNO_3 \longrightarrow Pb(NO_3)_2 + 2NO_2 + 2H_2O$$

(c) மெர்க்குரி நீர்த்த அமிலத்துடன் நைட்ரிக் ஆக்சைடையும், அடர் அமிலத்துடன் நைட்ரஜன் பெராக்சைடையும் உண்டாக்குகிறது.

$$6Hg + \underset{\text{நீர்த்த}}{8HNO_3} \longrightarrow 3Hg_2(NO_3)_2 + 2NO + 4H_2O$$

$$6Hg + \underset{\text{அடர்}}{4HNO_3} \longrightarrow Hg(NO_3)_2 + 2NO_2 + 2H_2O$$

(d) சில்வர் அடர் நைட்ரிக் அமிலத்துடன் செயல்பட்டு நைட்ரஜன் பேராக்சைடைத் தோற்றுவிக்கிறது.

$$2Ag + 4HNO_3 \longrightarrow 2AgNO_3 + 2NO_2 + 2H_2O$$

(e) டின் நீர்த்த நைட்ரிக் அமிலத்துடன் சேர்ந்து ஸ்டேன்னஸ் நைட்ரேட்டையும், அம்மோனியம் நைட்ரேட்டையும் தருகிறது.

$$Sn + 2\,HNO_3 \longrightarrow Sn(NO_3)_2 + 2H] \times 4$$
$$HNO_3 + 8\,H \longrightarrow 3\,H_2O + NH_3$$
$$NH_3 + HNO_3 \longrightarrow NH_3NO_3$$
$$4\,Sn + 10\,HNO_3 \longrightarrow 4\,Sn(NO_3)_2 + 3\,H_2O + NH_4NO_3$$

அடர் நைட்ரிக் அமிலத்துடன் டின் வினைபட்டு மெட்டா ஸ்டேனிக் அமிலத்தையும், நைட்ரஜன் பெராக்சைடையும் கொடுக்கிறது.

$$2\,HNO_3 \longrightarrow H_2O + 2\,NO_2 + O] \times 2$$
$$Sn + 2\,O \longrightarrow SnO_2$$
$$SnO_2 + H_2O \longrightarrow H_2SnO_3$$
$$Sn + 4\,HNO_3 \longrightarrow H_2SnO_3 + H_2O + 4\,NO_2$$

(f) சிங்க் மிக நீர்த்த நைட்ரிக் அமிலத்துடன் அம்மோனியம் நைட்ரேட்டைத்தருகிறது.

$$Zn + 2\,HNO_3 \longrightarrow Zn(NO_3)_2 + 2\,H] \times 4$$
$$HNO_3 + 8\,H \longrightarrow 3\,H_2O + NH_2$$
$$NH_3 + NO_3 \longrightarrow NH_4NO_3$$
$$4\,Zn + 10\,HNO_3 \longrightarrow 4\,Zn(NO_3)_2 + 3\,H_2O \quad NH_4NO_3$$

நீர்த்த அமிலத்துடன் ஆக்சைடு உண்டாகிறது.

$$4\,Zn + 10HNO_3 \longrightarrow 4\,Zn(NO_3)_2 + N_2O + 5H_2O$$

அடர் நைட்ரிக் அமிலத்துடன் சிங்க் வினைபட்டு நைட்ரஜன் பெராக்சைடை வெளியேற்றுகிறது.

$$Zn + 4\,HNO_3 \longrightarrow Zn(NO_3)_2 + 2\,NO_2 + 2\,H_2O$$

(g) மகனீசயமும், மாங்கனீசும் மட்டும்தான் நீர்த்த அமிலத்திலிருந்து ஹைட்ரஜனை வெளியேற்றுகின்றன.

$$Mg + 2\,HNO_3 \longrightarrow Mg(NO_3)_2 + H_2\uparrow$$

$$Mn + 2\,HNO_3 \longrightarrow Mn(NO_3)_2 + H_2\uparrow$$

உலோகங்களின் செயலறுநிலை (Passivity of metals)

இரும்பு, குரோமியம், நிக்கல் போன்ற உலோகங்கள் அடர் நைட்ரிக் அமிலத்துடன் வினைபுரிவதில்லை. அடர் நைட்ரிக் அமிலத்தை இவ் உலோகங்களுடன் சேர்த்தவுடன் அவற்றின்மீது மேற்பரப்பில் உலோக ஆக்சைடு படலம் உண்டாகிறது. இது இவ் உலோகம் தொடர்ந்து வினைபுரிவதைத் தடுத்து விடுகிறது. கோல்ட், பிளாட்டினம்போன்ற உலோகங்கள் இவ்வமிலத்துடன் வினை புரிவதில்லை.

3. ஆக்சிஜனேற்றப் பண்பு

அடர் நைட்ரிக் அமிலம் வெப்பப்படுத்தும்போது ஆக்சிஜனை வெளியேற்றிச் சிதைகிறது.

$$4\,HNO_3 \longrightarrow 2\,H_2O + 4\,NO_2\uparrow + O_2\uparrow$$

ஆக்சிஜனை வெளிவிடும் தன்மை பெற்றிருப்பதால் இவ்வமிலம் வீரியம்மிக்க ஆக்சிஜனேற்றியாகச் செயல்படுகிறது. இவ் வினைகளின்போது நைட்ரிக் அமிலம், நைட்ரஜன் பெராக்சைடு நைட்ரிக் ஆக்சைடு, அம்மோனியா போன்ற சேர்மங்களாக ஒடுக்கமடைகிறது. நைட்ரிக் அமிலத்தின் +5 ஆக்சிஜனேற்ற நிலை, +4லிருந்து—3 வரை மாறுகிறது.

(i) அலோகங்களுடன் வினை

(a) அடர் நைட்ரிக் அமிலம் கார்பனைக் கார்பன் டைஆக்சைடாக ஆக்சிஜனேற்றம் செய்து, தான் நைட்ரஜன் பெராக்சைடாக ஒடுக்கமடைகிறது.

$$4\,HNO_3 \longrightarrow 2\,H_2O + 4\,NO_2 + 2\,[O]$$

$$2\,[O] + C \longrightarrow CO_2$$

$$C + 4\,HNO_3 \longrightarrow CO_2 + 4\,NO_2 + 2\,H_2O$$

(b) சல்ஃபர் சல்ஃபூரிக் அமிலமாக ஆக்சிஜனேற்றமடைகிறது,

$$2\,HNO_3 \longrightarrow H_2O + 2\,NO_2 + O)\times 3$$
$$S + 3\,O \longrightarrow SO_3$$
$$SO_3 + H_2O \longrightarrow H_2SO_4$$

$$S + 6\,HNO_3 \longrightarrow H_2SO_4 + 6\,NO_2 + 2\,H_2O$$

(c) அயோடின் அயோடிக் அமிலமாக ஆக்சிஜனேற்றமடைகிறது.

$$2\,HNO_3 \longrightarrow H_2O + 2\,NO_2 + [O]\times 5$$
$$I_2 + 5O \longrightarrow I_2O_5$$
$$I_2O_5 + H_2O \longrightarrow 2\,HIO_3$$

$$I_2 + 10HNO_3 \longrightarrow 2\,HIO_3 + 10NO_2 \rightarrow 4\,H_2O$$

(d) அடர் நைட்ரிக் அமிலம் பாஸ்∴பரஸை பாஸ்ஃபாரிக் அமிலமாக ஆக்சிஜனேற்றுகிறது.

$$2\,HNO_3 \longrightarrow [H_2O + 2\,NO_2 + O]\times 5$$
$$2\,P + 5O \longrightarrow P_2O_5$$
$$P_2O_5 + 3\,H_2O \longrightarrow 2\,H_3PO_4$$

$$2\,P + 10\,HNO_3 \longrightarrow 2\,H_3PO_4 + 10NO_2 + 2H_2O$$
$$P + 5\,HNO_3 \longrightarrow H_3PO_4 + 5\,NO + H_2O$$

ஆர்த்தோ பாஸ்ஃபாரிக் அமிலம்

(e) உலோகப் போலிகளான ஆர்சனிக், ஆன்டிமனி ஆகியவை, அவற்றின் ஆக்ஸி அமிலங்களாக மாறுகின்றன. ஆர்சனிக் ஆர்த்தோ ஆர்சனிக் அமிலமாக ஆக்சிஜனேற்றமடைகிறது.

$$2\,HNO_3 \longrightarrow H_2O + 2\,NO_2 + O]\times 5$$
$$2\,As + 5O \longrightarrow As_2O_5$$
$$As_2O_5 + 3\,H_2O \longrightarrow 2\,H_3AsO_4$$

$$2\,As + 10\,HNO_3 \longrightarrow 2\,H_3AsO_4 + 10NO_2 + 2\,H_2O$$
$$As + 5\,HNO_3 \longrightarrow H_3AsO_4 + 5\,NO_2 + H_2O$$

O–ஆர்சனிக் அமிலம்

(ii) சேர்மங்களுடன் வினை : (1) அமிலங் கலந்த ஃபெரஸ் சல்ஃபேட்டு ஃபெரிக் சல்ஃபேட்டாக ஆக்சிஜனேற்ற மடைகிறது.

$$6FeSO_4 + 3H_2SO_4 + 2HNO_3 \longrightarrow 3Fe_2(SO_4)_3 + 2NO + 4H_2O$$

(2) பொட்டாசியம் அயோடைடு அயோடினாக ஆக்சிஜனேற்றமடைகிறது.

$$6KI + 8HNO_3 \longrightarrow 6KNO_3 + 3I_2 + 4H_2O + 2NO$$

(3) சல்∴பர் டைஆக்சைடு சல்∴பூரிக் அமிலத்தைத் தோற்றுவிக்கிறது.

$$SO_2 + 2HNO_3 \longrightarrow H_2SO_4 + 2NO_2$$

(4) அடர் நைட்ரிக் அமிலம் கருமை நிற லெட் சல்∴பைடை ஆக்கிஜனேற்றம் செய்து வெண்ணிற லெட் சல்∴பேட்டை வீழ்படிவாக்குகிறது.

$$PbS + 8HNO_3 \longrightarrow PbSO_4 + 8NO_2 + 4H_2O$$

(5) ஹைட்ரஜன் சல்∴பைடு சல்∴பராக ஆக்சிஜனேற்ற மடைகிறது.

$$H_2S + 2HNO_3 \longrightarrow S + 2NO_2 + 2H_2O$$

(4) இராஜத்திராவகம் (Aquaregia)

கோல்டு, பிளாட்டினம் முதலியவற்றுடன் நைட்ரிக் அமிலம் வினைப்படுவதில்லை, 1 கன அளவு அடர் நைட்ரிக் அமிலம், 3 கன அளவு அடர் ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலம் கலந்த கலவை இராஜத்திராவகம் எனப்படும். இது உயரிய உலோகங்களைக் (noble metals) கரைக்க உதவுகிறது.

$$HNO_3 + 3HCl \longrightarrow Cl_2 + NOCl + 2H_2O$$

நைட்ராஸில் குளோரைடு

இவ்வாறு உண்டான குளோரின் கோல்ட், பிளாட்டினம் போன்ற உலோகங்களைத் தாக்கி அவற்றுடன் வினைபடுகின்றன.

$$2Au + 3Cl_2 \longrightarrow 2AuCl_3$$

$$Pt + 2Cl_2 \longrightarrow PtCl_4$$

பழுப்புவளைய சோதனை (Brown ring test for nitrates)

அடர் நைட்ரிக் அமிலத்தில் சிறிதளவு புதிதாகத் தயாரிக்கப்பட்ட ஃபெரஸ் சல்ஃபேட் கரைசலுடன் சேர்த்தால் ஒரு பழுப்பு நிறக் கரைசல் உண்டாகிறது. நைட்ரிக் அமிலம் ஃபெரஸ் சல்ஃபேட்டை ஃபெரிக் சல்ஃபேட்டாக ஆக்சிஜனேற்றுகிறது. அமிலம் நைட்ரிக் ஆக்சைடாக ஒடுக்கமடைகிறது. நைட்ரிக் ஆக்சைடு அதிக அளவு ஃபெரஸ் சல்ஃபேட்டுடன் வினைபட்டு பழுப்பு நிற ($FeSO_4 \cdot NO$) சேர்மத்தை உண்டாக்குகிறது. இது இரு திரவங்களுக்கிடையே ஒரு வளையமாகத் தோன்றுகிறது.

$$6FeSO_4 + 3H_2SO_4 + 2HNO_3 \longrightarrow 3Fe_2(SO_4)_3 + 2NO + 4H_2O$$

$$FeSO_4 + NO \longrightarrow \underset{\text{பழுப்பு நிறம்}}{FeSO_4 \cdot NO}$$

இவ்வினைக்குப் பழுப்பு வளைய சோதனை எனப் பெயர். சூடுபடுத்தப்பட்டவுடன் இச் சேர்மம் சிதைவடைகிறது.

பயன்கள்

கால்சியம் நைட்ரேட், அம்மோனியம் நைட்ரேட் போன்ற உரங்களைத் தயாரிக்கவும், வெடிபஞ்சு (gun cotton), டைனமைட், டி.என்.டி., (T.N.T.) போன்ற வெடிப்பொருள்களை உற்பத்தி செய்யவும், நைலான், டெரிலின் போன்ற செயற்கை நூலிழைகளைத் தயாரிக்கவும் நைட்ரிக் அமிலம் பயன்படுகிறது, புகைப்படத் தொழிலில் பயன்படும் சில்வர் நைட்ரேட், அச்சுத் தொழிலில் பயன்படும் லெட் நைட்ரேட் போன்ற நைட்ரேட்டுகள் தயாரிக்கவும், சோதனைச் சாலையில் சிறந்த வினைபொருளாகவும், ஆக்சிகரணியாகவும் பயன்படுகிறது.

நைட்ரேட்டுகள்

நைட்ரிக் அமிலத்தின் உப்புகள் நைட்ரேடுகள் எனப்படும். சூடுபடுத்தினால் இவை பலவிதங்களில் வினைபடுகின்றன.

(a) அம்மோனியம் நைட்ரேட்டைச் சூடுபடுத்தினால், அது உருகின நைட்ரஸ் ஆக்சைடை வெளிவிடுகிறது.

$$NH_4NO_3 \longrightarrow N_2O + 2H_2O$$

(b) சோடியம், பொட்டாசியம் இவற்றின் நைரேட்டுகள் வெப்பத்தில் உருகி, தொடர்ந்து சூடுபடுத்தும்போது ஆக்சிஜனை வெளிவிடுகின்றன. இவ் வினைகளில் நைட்ரேட்டுகள் நைட்ரைட்டுகளாக ஒடுக்கமடைகின்றன.

$$2NaNO_3 \longrightarrow 2NaNO_2 + O_2 \uparrow$$
$$2KNO_3 \longrightarrow 2KNO_2 + O_2 \uparrow$$

(c) சில கனமான உலோக நைட்ரேட்டுகள் நைட்ரஜன் பெராக்சைடையும் ஆக்சிஜனையும் கொடுக்கின்றன. உலோகத்தின் ஆக்சைடு அடியில் படிகிறது.

$$2Cu(NO_3)_2 \longrightarrow 2CuO + 4NO_2 + O_2$$
$$2Pb(NO_3)_2 \longrightarrow 2PbO + 4NO_2 + O_2$$

உலோகத்தின் ஆக்சைடு சூடுபடுத்தினால் நிலையற்ற தன்மையைப் பெற்றிருப்பின் அது சிதைவடைந்து உலோகத்தையும், நைட்ரஜன் பெராக்சைடையும் ஆக்சிஜனையும் கொடுக்கிறது.

$$2AgNO_3 \longrightarrow 2Ag + 2NO_2 + O_2$$
$$Hg(NO_3)_2 \longrightarrow Hg + 2NO_2 + O_2$$

நைட்ரேட்டுகளுக்கான சோதனை

(1) நைட்ரேட் உப்பை ஒரு சோதனைக் குழாயில் சிறிதளவு எடுத்துக் கொண்டு, அத்துடன் அடர் சல்ஃபூரிக் அமிலம், காப்பர் துருவல்கள் இவற்றைச் சேர்த்துச் சூடுபடுத்தினால் செம்பழுப்பு நிறமுள்ள நைட்ரஜன் பெராக்ஸைடு வாயு வெளிவருகிறது.

(2) பழுப்பு வளைய சோதனை

முன்பு கூறியபடி, ஒரு சோதனைக் குழாயில் நைட்ரேட் கரைசலை எடுத்துக் கொண்டு அத்துடன் புதிதாகத் தயாரிக்கப்பட்ட ஃபெரஸ் சல்ஃபேட் கரைசலைச் சேர்க்க வேண்டும். சோதனைக் குழாயை நன்கு குளிரச் செய்து, அதன் பக்கங்களின் வழியாகக் குளிர்ந்த அடர் சல்ஃபூரிக் அமிலத்தைச் சிறிது சிறிதாகச் சேர்த்தால் நீர்மங்கள் கலக்குமிடத்தில் ஒரு பழுப்பு வளையம் உண்டாகிறது.

வாயு மண்டல நைட்ரஜனை நிலைப்படுத்துதல்

தாவரங்கள், விலங்குகள் மற்றும் எல்லா உயிரினங்களின் வளர்ச்சிக்கும் நைட்ரஜன் மிகவும் இன்றியமையாததாகும். தாவரங்கள், விலங்குகள் ஆகியவற்றில் நைட்ரஜன் புரோட்டீன்களாக அமைந்துள்ளது. தாவரங்களிலிருந்து பெறப்படும் உணவிலிருந்து மனித இனத்திற்குத் தேவையான நைட்ரஜன் கிடைக்கிறது.

வளிமண்டலத்தில் அதிக அளவில் நைட்ரஜன் மலிந்து கிடக்கிறது. மொத்த கன அளவில் 78 சதவீதம் நைட்ரஜன் உள்ளது. வளிமண்டலத்தில் உள்ள இந்த நைட்ரஜனைத் தாவர, விலங்கு இனங்கள் நேரடியாக நைட்ரஜன் சேர்மங்களாக மாற்ற முடிவதில்லை. தாவரங்கள் நைட்ரஜனை நீரில் கரையும் நைட்ரேட்டுகளாக உட்கொண்டு, அவற்றைப் புரோட்டீன்களாக மாற்றுகின்றன. இத்தகைய மாற்றத்தை வேதியியல் முறையிலும் நிகழ்த்தலாம்.

வளிமண்டலத்தில் மிகுதியாக உள்ள வீரியம் குறைந்த நைட்ரஜனை மற்ற தனிமங்களுடன் இணையும்படிச் செய்து, பயனுள்ள நீரில் கரையும்படியானதும், தாவரங்கள் ஈர்த்துக் கொள்ளதக்கதுமான பல சேர்மங்களைத் தயாரிக்கும் இயற்கை முறை வளிமண்டல நைட்ரஜனை நிலைநிறுத்துதல் (fixation of atmospheric nitrogen) எனப்படும்.

இயற்கையில் இரு முறைகளில் நைட்ரஜனானது நிலத்தில் நிலைநிறுத்தப்பட்டுள்ளது. இருபுற வெடி கனிகளுள்ள தாவரங்கள் (leguminous plants) நைட்ரஜனை நேரடியாக வாயு மண்டலத்திலிருந்து எடுத்துக் கொள்கின்றன. அவற்றின் வேர்களில் முண்டுகள் (nodules) உண்டு. அந்த முண்டுகளில் முண்டு பாக்டீரியாக்கள் உள்ளன. பட்டாணி, கடலை போன்ற தாவர வகைகள் இவ்வினங்களுக்கு எடுத்துக்காட்டுகள் ஆகும்.

வளி மண்டலத்திலுள்ள நைட்ரஜன் மின்னல் மற்றும் இடி நிகழும்போது ஆக்சிஜனுடன் இணைந்து மின்னலின் பெரு மின்சாரத்தின் உதவியால் நைட்ரஜன் ஆக்சைடுகளாக மாறுகின்றது. பிறகு நைட்ரஜனின் ஆக்சைடுகள் மழையினால் கழுவப்பட்டு, நைட்ரிக் அமிலமாக மாறுகின்றன. இந்த நைட்ரிக் அமிலம் நிலத்தில் உள்ள தாதுப் பொருள்களுடன் சேர்ந்து நைட்ரேட் உப்புகளாகின்றது.

சிதைவடையும் தாவர, விலங்கு இனங்கள், நைட்ரஜனேற்றும் பாக்டீரியாக்களால் (nitrifying bacteria) தாக்கப்பட்டு நைட்ரேட்டுகளையும், அம்மோனியம் உப்புகளையும் உண்டாக்குகின்றன. ஆனால், மண்ணிலுள்ள நைட்ரஜனை, விலக்கும் பாக்டீரியாக்கள் (denitrifying bacteria) இவ்விதம் உண்டான நைட்ரேட்டுகளையும், அம்மோனியம் உப்புகளையும் தனிம நைட்ரஜனாகச் சிதைவடையச் செய்கின்றன. வெளியேறிய நைட்ரஜன் திரும்ப வளி மண்டலத்தை அடை

கிறது. காற்றிலிருந்து மண்ணுக்கு வந்து, திரும்ப வளிமண்டலத்தை அடையும் நைட்ரஜனின் இயக்கத்தை நைட்ரஜன் சுழற்சி (Nitrogen cycle) என்கிறோம்.

வளிமண்டல நைட்ரஜனை நிலைநிறுத்தும் செயற்கை முறைகள்

இயற்கை முறையில் நிலைநிறுத்திப் பெறப்பட்ட நைட்ரஜனின் அளவு மிகவும் குறைவாக உள்ளது. எனவே, மண்ணிலுள்ள நைட்ரேட்டுகளுடன் அவ்வப்போது இரசாயன உரங்களைச் சேர்த்து மண்ணின் ஊட்டச்சத்தை (nutrients) அதிகரிக்க வேண்டும். நைட்ரஜனைச் செயற்கை முறைகளில் நிலைநிறுத்தி இரசாயன உரங்கள் தயாரிக்கப்படுகின்றன.

வளிமண்டல நைட்ரஜனை நிலைநிறுத்துவதில், அதை அம்மோனியாவாக மாற்றும் வினை சிறந்த முறையாகும். அம்மோனியா நைட்ரிக் அமிலம், அம்மோனியம் சல்∴பேட், அம்மோனியம் பாஸ்∴பேட், யூரியா ஆகிய சேர்மங்களாக மாற்றப்படுகிறது.

பெருமளவில் அம்மோனியாவைத் தயாரித்தல்: நைட்ரஜன் நிலைப்படுத்து முறைகளில் ஹேபர் முறை பெரிதும் பயன்படும் சிறந்த முறையாகும்.

ஹேபர் முறை: காற்றிலுள்ள நைட்ரஜனும், ஹைட்ரஜனும் கீழ்க்கண்டவாறு இணைந்து அம்மோனியா வாயுவை உண்டாக்குகின்றன.

$$N_3 + 3H_3 \rightleftharpoons 2NH_3 + 22{\cdot}2 \text{ கி.கலோரிகள்}$$

இவ்வினை மீள்தன்மை வாய்ந்தது. மிகுதியான அம்மோனியா வாயுவைப் பெறுவதற்கு, லீசாட்லியர் தத்துவத்தின்படி (Lechatelier Principle) கீழ்க்காணும் நிபந்தனைகள் நிறைவுற வேண்டும்:

(1) இவ்வினை வெப்ப வெளிவிடும் வினையாதலால் வினை குறைந்த வெப்ப நிலைகளில்தான் நிகழும். 500°C வெப்பநிலை சிறந்த வெப்பநிலையாகும்.

(2) கன அளவு குறைவுடன் நிகழும் வினையாதலால்—அதிக அழுத்தத்தில் —200 வளிமண்டல அழுத்தத்தில் இவ் வினை நடைபெறும்.

(3) குறைந்த வெப்பநிலைகளில் அம்மோனியா வாயு மிக மெதுவாக வெளி வருவதால் அயர்ன் வினைவேகமாற்றியைப் பயன்படுத்தவேண்டும்.

(4) சிறிதளவு மாலுப்டினம் அல்லது பொட்டாசியம் மற்றும் அலுமியனியம் ஆக்சைடுகளைத் தூண்டிகளாக (Promoters) சேர்த்து வினைவேகமாற்றியின் வீரியத்தை அதிகரிக்க வேண்டும்.

(5) நைட்ரஜன், ஹைட்ரஜன் ஆகியவை தூய நிலையில் இருக்கவேண்டும். இல்லாவிடில் கிரியா ஊக்கி செயலற்று விடுகிறது.

(6) நைட்ரஜன், ஹைட்ரஜன் இரண்டும் 1 : 3 என்ற கன அளவு விகிதத்தில் எடுத்துக் கொள்ளப்படவேண்டும்.

அம்மோனியாவைத் தயாரிக்கப் பயன்படும் நைட்ரஜன் திரவ காற்று அல்லது உலை வாயுவிலிருந்து (producer gas) பெறப்படுகிறது. ஹைட்ரஜனை நீர் வாயுவிலிருந்து (water gas) பெறலாம்.

தூய, உலர்ந்த நைட்ரஜன், ஹைட்ரஜன் இரண்டையும் 1 : 3 என்ற கன அளவு விகிதத்தில் கலந்து ஓர் அழுத்தும் பம்ப்பின் மூலம் செலுத்தி 200 வளி மண்டல அழுத்தத்திற்கு உட்படுத்த வேண்டும். கிரியா ஊக்கியையும், தூண்டியையும் கொண்டுள்ள குரோம் எஃகு அறையின் வழியாக அழுத்தப் பட்ட வாயுக் கலவை செலுத்தப்படுகிறது. இதன் வெப்ப நிலை 500°C ஆகும். இப்போது சிறிதளவு அம்மோனியா வாயு உண்டாகிறது. இத்துடன் நீர்த்த சல்ஃப்பூரிக் அமிலத்தைச் சேர்த்தால் அம்மோனியம் சல்ஃபேட் என்ற உரம் உண்டா கிறது. திரும்ப நைட்ரஜனும் ஹைட்ரஜனும் வினைபட்டு அதிக அளவு அம்மோனியாவைத் தோற்றுவிக்கிறது. இவ்வாறு இவ் வினையைத் திரும்பச் செய்து அம்மோனியா தயாரிக்கப்படுகிறது.

வினாக்கள்

1. அம்மோனியா சோதனைச் சாலையில் எவ்வாறு தயாரிக் கப்படுகிறது? அதன் பண்புகளை விவரி.

2. நைட்ரிக் அமிலத்தைச் சோதனைச் சாலையில் தயாரிக் கும் முறையையும், அதன் பண்புகளையும் விளக்கிக் கூறுக.

3. வாயு மண்டல நைட்ரஜனை நிலை நிறுத்துதல் என்றால் என்ன? வளிமண்டல நைட்ரஜனை நிலைப்படுத்த உதவும் ஹேபர் முறையை விளக்கிக் கூறு.

4. சிறு குறிப்பு வரைக :

   (a) நைட்ரேட்டுகளின் மீது வெப்பத்தின் செயல்;
   (b) உலோகங்களின் செயலறு நிலை;
   (c) இராஜத்திராவகம்; மற்றும்
   (d) நைட்ரஜன் சுழற்சி.

5. கீழ்க்கண்ட வினைகளில் ஏற்படும் மாற்றங்களைச் சமன்பாடுகளுடன் விவரி :

   (a) காப்பர் நீர்த்த, அடர் நைட்ரிக் அமிலத்துடன் வினைபடுதல்;
   (b) அம்மோனியாவைக் குளோரினுடன் வினைபடுத்துதல்;
   (c) அம்மோனியாவை க்யுப்ரிக் ஆக்சைடுடன் சூடுபடுத்துதல்;
   (d) சல்ஃபர் அடர் நைட்ரிக் அமிலத்துடன் வினைபுரிதல்;
   (e) அம்மோனியா சல்ஃபூரிக் அமிலத்துடன் செயல்படுதல்;
   (f) நைட்ரிக் அமிலத்தை ஃபெரஸ் சல்ஃபேட் கரைசலுடன் சேர்த்தல்;
   (g) அம்மோனியா சலவைத்தூள் கரைசலுடன் வினைபடுதல்; மற்றும்
   (h) அயோடினை நைட்ரிக் அமிலத்துடன் சேர்த்தல்.

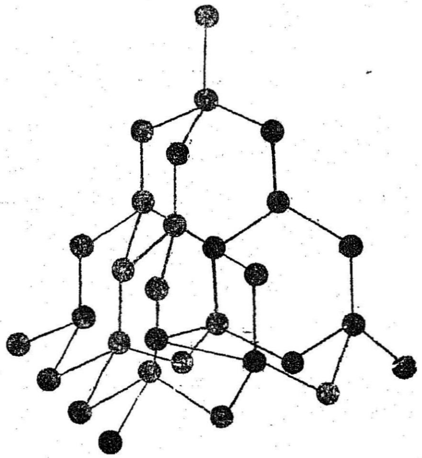
6. நைட்ரஜனைச் சோதனைச் சாலையில் எவ்வாறு தயாரிப்பாய்? இதன் பண்புகளை விளக்குக

24. கார்பன்

(Carbon)

கிடைக்கும் விதம்

கார்பன் தனிம நிலையிலும், சேர்ம நிலையிலும் பெரிதும் கிடைக்கிறது. சேர்ம நிலையில் Ca, Mg இவற்றின் கார்பனேட்டு உப்புகளாகவும், புரோட்டீன்கள். கொழுப்புச் சத்துகள் போன்ற அங்ககச் சேர்மங்களிலும், வளிமண்டலத்தில் CO_2 ஆகவும் காணப்படுகிறது.

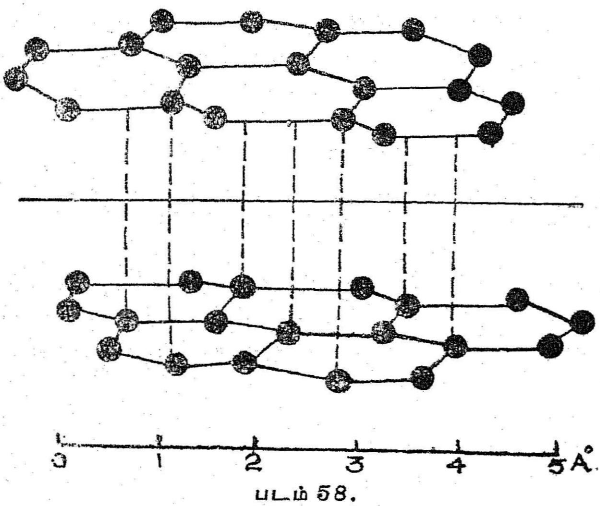


படம் 57.
வைரத்தின் கூடமைப்பு

கார்பனின் புறவேற்றுமை : கார்பனும் புறவேற்றுமை என்ற பண்பைப் பெற்றுள்ளது. இது வைரம், கிரா∴பைட் ஆகிய இரண்டு படிக வடிவங்களிலும், பல படிக வடிவ மற்ற வகைகளாவும் காணப்படுகிறது.

(1) வைரம் (Diamond)

இது இயற்கையில் இந்தியா, பிரேசில், தென் ஆப்பிரிக்கா, ஆஸ்திரேலியா ஆகிய நாடுகளில் கிடைக்கிறது. மாய்சன் (Moissan) என்பவர் தூய சர்க்கரைக் கரியையும், இரும்பையும் ஒரு கிராஃபைட் மூசையில் (Crucible) எடுத்துக் கொண்டு, 3000°C-க்குச் சூடுபடுத்தி, மூசையை உருகிய லெட்டில் அமிழ்த்தித் திடீரெனக் குளிரச் செய்து செயற்கை முறையில் வைரம் தயாரித்தார். இது மிக்க உறுதியாகவும், உயர்ந்த உருகுநிலையைக் கொண்டதாகவும் உள்ளது. வேதி வினையில் எளிதில் ஈடுபடாத தன்மையைப் பெற்றுள்ளது. வைரம் ஒரு மிகப் பெரிய மூலக்கூறு. இதில் நான்முகி (Tetrahedran) வடிவ அமைப்பில் கார்பன் அணுக்கள் சகப்பிணைப்பால் பிணைக்கப் பட்டுள்ளன. இவ் வமைப்பு இதன் செயலாறு தன்மையை (Inert) விளக்குகிறது.



படம் 58.

கிராஃபைட்டின் கூடமைப்பு

(2) கிரா:.பைட் (Graphite)

இது சிலோன், கனடா போன்ற நாடுகளில் கிடைக்கிறது. இதை அக்கீசன் (Acheson) முறையில் தயாரிக்கலாம். இம் முறையில் மணலையும், கல்கரி (Coke)யையும் மின்உலையில் எடுத்துக்கொண்டு 4000°C-க்குச் சூடுபடுத்தினால் கிராஃபைட் கிடைக்கிறது. இது மென்மையானது; மின்சாரத்தை எளிதில் கடத்துகிறது. பென்சில்கள், மின்முனைகள் ஆகியவை தயாரிக்கப்

பயனுகிறது. கிராஃபைட் மூலக்கூறில் அறுகோண (hexagon) மூலைகளில் கார்பன் அணுக்கள் அமைந்து, இத்தகைய அமைப்புகள் சகபிணைப்பினுல் இணைந்து ஒன்றன்மீது ஒன்ருகப் பல அடுக்குகளாகப் (layers) படத்தில் கண்டவாறு அமைந்துள்ளன. இத்தகைய அமைப்பு அதன் வழுக்கும் தன்மையை விளக்குகிறது.

(3) படிக உருவமற்ற கார்பன் (Amorphous Carbon)

இது பலவகைப்படும், (1) மரக்கரி (Wood Charcoal): மரத்தைச் சிதைத்துக் காய்ச்சி வடித்தல்மூலம் இது பெறப்படுகிறது. இதில் 95% கார்பன் உள்ளது. (2) சர்க்கரைக் கரி (Sugar charcoal): இது சர்க்கரையைச் சூடுபடுத்திப் பெறப்படுகிறது; மிகவும் தூய்மையானது.

(4) விளக்குக் கரி (Lamp Black)

ஓர் எண்ணெயை அல்லது வாயுவைக் குறைந்த அளவு காற்றில் எரித்து இது தயாரிக்கப்படுகிறது. இது பூட்பாலிஷ், கறுப்பு வர்ணங்கள் ஆகியவற்றைத் தயாரிக்கப் பயன்படுகிறது.

(5) மிருகக் கரி (Animal Charcoal)

எலும்புகளைச் சிதைத்துக் காய்ச்சி வடிப்பதன்மூலம் இது பெறப்படுகிறது.

மேற்கண்ட மூன்று வகைக் கார்பன்களிலும் ஒரே தனிமமான கார்பனே உள்ளது என்பதைக் கீழ்க்கண்ட சான்றுகள் நிரூபிக்கின்றன. (1) ஒரு வகைக் கார்பனை, மற்ருெரு வகைக் கார்பனுக மாற்றமுடியும். (2) சம எடையுள்ள மூன்று வகைக் கார்பன்களைத் தூய நிலையில் அதிக அளவு ஆக்ஸிஜனுடன் சூடுபடுத்தினுல், சம எடையுள்ள கார்பன் டையாக்ஸைடு கிடைக்கிறது.

கார்பன் மானுக்ஸைடு

தயாரிக்கும் முறைகள்

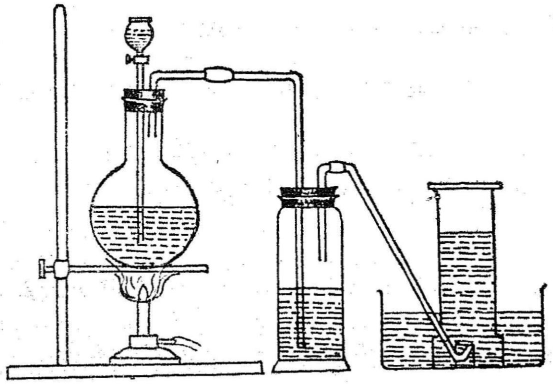
(1) குறைந்த அளவு ஆக்ஸிஜனின் கார்பன் எரிக்கப்பட்டால் கார்பன் மானுக்ஸைடு கிடைக்கிறது. $2C + O_2 \longrightarrow 2CO$

(2) ஆக்ஸாலிக் அமிலம் அல்லது ஃபார்மிக் அமிலத்திலிருந்து, அடர் சல்ஃபூரிக் அமிலத்தின் மூலம் நீரை நீக்கி இதனைப் பெறலாம்.

$$\begin{matrix} COOH & H_2SO_4 & \\ | & \longrightarrow & CO\uparrow + CO_2 + H_2O \\ COOH & \text{அடர்} & \end{matrix}$$

$$HCOOH \xrightarrow[\text{அடர்}]{H_2SO_4} CO \rightarrow + H_2O$$

சோதனைச் சாலையில் ஆக்ஸாலிக் அமிலத்திலிருந்து கார்பன் மானாக்ஸைடு தயாரிக்கப்படுகிறது. ஆக்ஸாலிக் அமிலம் படிகங்கள் வட்டமான அடிப்பாகத்தை உடைய ஒரு குடுவை



படம் 59.

கார்பன் மானாக்ஸைடு தயாரித்தல்

யில் எடுத்துக்கொள்ளப்படுகின்றன. குடுவை ஒரு நீண்ட புனலுடனும், ஒரு போக்குக் குழாயுடனும் இணைக்கப்பட்டுள்ளது. அடர் H_2SO_4 புனலிலிருந்து சேர்க்கப்படுகின்றது. குடுவை சூடுபடுத்தப்படுகிறது. வெளிவரும் கார்பன் மானாக்ஸைடு வாயு, KOH கரைசலின் வழியாகச் செலுத்தப்பட்டு, தூய்மைப்படுத்தப்படுகிறது. இது நீரின்மீது சேகரிக்கப்படுகிறது.

இயற்பியல் பண்புகள்

இது நிறமற்ற, சுவையற்ற வாயு. நீரில் சிறிதளவு கரைகிறது. காற்றைவிட சிறிதளவு இலேசானது; நச்சுத் தன்மை வாய்ந்தது.

வேதிப் பண்புகள்

(1) இது ஆக்ஸிஜனில் அல்லது காற்றில் எரிந்து கார்பன் டைஆக்ஸைடைக் கொடுக்கிறது.

$$2CO + O_2 \longrightarrow 2CO_2$$

(2) குளோரினுடன் வினைபட்டு, கார்பனைப் குளோரைடு என்ற நச்சுத் தன்மையுள்ள வாயுவைக் கொடுக்கிறது.

$$CO + Cl_2 \longrightarrow COCl_2$$

(3) அதிக அழுத்தத்தில் NaOH-உடன் வினைபட்டு, சோடியம் ஃபார்மேட் என்ற சேர்மத்தைக் கொடுக்கிறது.

$$NaOH + CO \longrightarrow HCOONa$$

(4) உலோக ஆக்ஸைடுகளை உலோகங்களாக ஒடுக்குகிறது.

$$Fe_2O_3 + 3CO \longrightarrow 2Fe + 3CO_2 \uparrow ;$$

$$ZnO + CO \longrightarrow Zn + CO_2 \uparrow .$$

பயன்கள்

(1) மெதில் ஆல்கஹால் போன்ற சேர்மங்களைத் தயாரிக்கப் பயன்படுகிறது. (2) எரி பொருளாகப் பயன்படுகிறது. (3) உலோகவியலில் ஒடுக்கியாகப் பயன்படுகிறது.

கார்பன் டைஆக்ஸைடு

தயாரிக்கும் முறைகள்

(1) கார்பன் அதிக அளவு ஆக்ஸிஜனுடன் சூடுபடுத்தப்பட்டால், கார்பன் டைஆக்ஸைடு கிடைக்கிறது.

$$C + O_2 \longrightarrow CO_2 \uparrow$$

(2) சில உலோக கார்பனேட்டுகளும், பைகார்பனேட்டுகளும் சூடுபடுத்தப்பட்டால் CO_2 வெளியாகிறது.

$$CaCO_3 \longrightarrow CaO + CO_2 \uparrow$$

$$2\,NaHCO_3 \longrightarrow Na_2CO_3 + H_2O + CO_2$$

(3) கார்பனேட்டுகளும், பை கார்பனேட்டுகளும் நீர்த்த அமிலங்களுடன் வினைபுரிந்து CO_2ஐக் கொடுக்கின்றன.

$$NaHCO_3 + HCl \longrightarrow NaCl + H_2O + CO_2$$

$$Na_2CO_3 + 2HCl \longrightarrow 2NaCl + H_2O + CO_2 \uparrow$$

சோதனைச் சாலையில் கால்சியம் கார்பனேட்டைக் குளிர்ந்த, நீர்த்த ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்துடன், கிப் உபகரணத்தில் வினைப்படுத்தி இவ் வாயு தயாரிக்கப்படுகிறது.

$$CaCO_3 + 2HCl \longrightarrow CaCl_2 + H_2O + CO_2 \uparrow$$

இவ் வாயுவுடன் HCl வாயுவும் கலந்து வெளிவருகிறது. இதனை நீக்குவதற்காக CO_2ஐ நீரின் வழியாகச் செலுத்தவேண்டும். அடர் சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்தின் வழியாகச் செலுத்தப்பட்டு இவ் வாயு உலர்த்தப்படுகிறது. காற்றின்மேல் முகப் பெயர்ச்சியால் சேகரிக்கப்படுகிறது.

இயற்பியல் பண்புகள்

இது நிறமற்ற, சுவையற்ற வாயு; காற்றைவிட 1.5 பங்கு கனமானது. நீரில் நன்கு கரையும். இதை எளிதில் திரவமாகவும், திண்மமாகவும் மாற்றலாம்.

வேதிப் பண்புகள்

(1) இதுதானும் எரியாது; எரியும் பொருள்களையும் எரியவிடாது. ஆனால், எரியும் மக்னீசியம் இவ் வாயுவில் தொடர்ந்து எரிந்து கார்பனைப் படியச் செய்கிறது.

$$2\,Mg + CO_2 \longrightarrow 2\,MgO + C$$

(2) இது அமில ஆக்சைடானதால், நீரில் கரைந்து வீரியமற்ற கார்பானிக் அமிலத்தைக் கொடுக்கிறது.

$$CO_2 + H_2O \rightleftharpoons H_2CO_3$$

காரங்களுடன் வினைபட்டு உப்பையும், நீரையும் தருகிறது.

$$2\,NaOH + CO_2 \longrightarrow Na_2CO_3 + H_2O$$

$$NaOH + CO_2 \longrightarrow NaHCO_3 + H_2O$$

(3) தெளிந்த சுண்ணம்பு நீரைப் பால்போல் வெண்மையாக மாற்றுகிறது. இதற்குக் காரணம் கரையாத கால்சியம் கார்பனேட் வீழ்படிவாவதே ஆகும்.

$$Ca(OH)_2 + CO_2 \longrightarrow CaCO_3 \downarrow + H_2O$$

இதன் வழியாகத் தொடர்ந்து CO_2ஐச் செலுத்தினால் பால் போன்ற வெண்மை நிறம் மறைந்து நீரில் கரையும் பைகார்பனேட் கிடைக்கிறது.

$$CaCO_3 + H_2O + CO_2 \longrightarrow Ca(HCO_3)_2$$

(4) செஞ்சூட்டிலுள்ள கரியின்மீது இவ் வாயுவைச் செலுத்தினால் CO கிடைக்கிறது.

$$CO_2 + C \longrightarrow 2\,CO$$

பயன்கள்

(1) தீயணைக்கும் கருவிகளில் பயன்படுகிறது. (2) சோடா நீர் போன்ற பானங்கள் தயாரிக்கப் பயனாகிறது. (3) குளிரூட்டும் சாதனங்களில் பயனாகிறது. (4) பல கார்பனேட்டுகளையும் பை கார்பனேட்டுகளையும் தயாரிக்கப் பயனாகிறது.

வினாக்கள்

1. புறவேற்றுமை என்றால் என்ன? கார்பனின் புறவேற்றுமையை விளக்குக. வைரம், கிராஃபைட் இரண்டும் புறவேற்றுருவங்கள் என்று எவ்வாறு காட்டுவாய்?

2. கார்பன் டையாக்ஸைடு சோதனைச் சாலையில் எவ்வாறு தயாரிக்கப்படுகிறது? கீழ்க்கண்டவற்றுடன் அது எவ்வாறு வினைப்படுகிறது?
   (a) சூடுபடுத்தப்பட்ட கார்பன்;
   (b) சுண்ணாம்பு நீர்;
   (c) சோடியம் கார்பனேட் கரைசல்.

3. கார்பன் மானாக்ஸைடு எவ்வாறு தயாரிக்கப்படுகிறது? அதன் முக்கியமான பண்புகளை விளக்குக.

4. கீழ்க்கண்ட வாயு இணைகளை (Pairs of gases) காட்டுக.
   (a) கார்பன் மானாக்ஸைடு
   (b) கார்பன் டையாக்ஸைடு, சல்பர்டையாக்ஸைடு
   (c) ஹைட்ரஜன் குளோரைடு, கார்பன் மானாக்ஸைடு.

25. உலோகங்கள்

(Metals)

தனிமங்கள் உலோகங்கள், அலோகங்கள் என இருவகை யாகப் பிரிக்கப்பட்டுள்ளன. ஒவ்வொரு வகையும் குறிப்பிட்ட சில சிறப்புப் பண்புகளைப் பெற்றிருக்கின்றன. அவற்றின் பண்புகளைக்கொண்டு அவற்றை இருவகைத் தனிமங்களாகப் பிரிக்கலாம். ஆனால் இவற்றின் பண்புகளில் சில விதி விலக்கு களும் உண்டு.

உலோகங்கள் அலோகங்களுக்கிடையேயுள்ள வேறுபாடுகள்

உலோகங்கள்	அலோகங்கள்
1. சாதாரண வெப்பநிலையில் திண்மப் பொருளாக உள்ளன. விதிவிலக்கு: மெர்க்குரி உலோகமாகவிருந்த போதிலும் நீர்ம நிலையிலுள்ளது.	1. சாதாரண வெப்பநிலையில் திண்ம அல்லது வாயு நிலையில் உள்ளன. விதிவிலக்கு: புரோமின் அலோகமாயிருந்தாலும் நீர்மமாக உள்ளது.
2. தனிப்பட்ட பளபளப்புள்ளவை.	2. பளபளப்பற்றவை. விதிவிலக்கு அயோடின், கிராபைட், வைரம்
3. அதிக ஒப்படர்த்தி பெற்றவை. கார உலோகங்களான சோடியம், பொட்டாசியம் இவற்றின் ஒப்பு அடர்த்தி நீரின் அடர்த்தியை விடக் குறைவாக உள்ளது.	3. அடர்த்தி குறைவாக உள்ளது, விதி விலக்கு: அயோடின் அலோகமாயிருந்தாலும் அதிக அடர்த்தி பெற்றுள்ளது.

உலோகங்கள்	அலோகங்கள்
4. தகடாக அடிக்கலாம், கம்பியாக நீட்டலாம், நொறுங்குவதில்லை.	4. தகடாகவும் கம்பியாகவும் அடிக்க முடியாது. நொறுங்கும் தன்மை வாய்ந்தது.
5. அதிக உருகுநிலை, கொதிநிலை இவற்றைக் கொண்டுள்ளன. இலேசான உலோகங்களான சோடியம் போன்றவை குறைந்த உருகு நிலைகளைப் பெற்றுள்ளன.	5. பொதுவாகக் குறைந்த உருகுநிலை கொதிநிலைகளைப் பெற்றிருக்கின்றன. கார்பன், சிலிக்கான், போரன் ஆகிய தனிமங்கள் விதிவிலக்குகளாகும்.
6. வெப்பத்தையும், மின்சாரத்தையும் நன்கு கடத்துகின்றன. இவற்றின் மின்தடை வெப்பநிலை உயர்வுடன் அதிகரிக்கின்றன.	6. அரிதில் கடத்திகள். கிராஃபைட் விதிவிலக்கு. இவற்றின் மின்தடை வெப்பநிலை அதிகரிப்புடன் குறைகின்றன.
7. தனிப்பட்ட உலோக ஒலியை உண்டாக்குகின்றன.	7. ஒலி உண்டாக்கும் தன்மையற்றவை.
8. இவை புறவேற்றுமை என்னும் பண்பைப் பெற்றிருப்பதில்லை. ஆனால் இவ்விதிக்கு டின் ஒரு விதிவிலக்காகும்.	8. புறவேற்றுமை இவற்றின் ஒரு தனிச்சிறப்பு வாய்ந்த பண்பாகும்.
9. நேர்மின் தன்மையுள்ளவை. மின்னாற் பகுத்தலின் போது எதிர்மின் முனையில் படிகின்றன. சில எதிர்மின் தன்மையுள்ள உறுப்பின் பகுதியாக விளங்குகின்றன.	9. பொதுவாக எதிர் மின் பண்பு கொண்டவை. மின்னாற் பகுத்தலின்போது நேர் மின் முனையில் வெளியேறுகின்றன. ஹைட்ரஜன் அலோகமாகயிருப்பினும் நேர்மின் தன்மை பெற்றுள்ளது.
10. நீர்த்த அமிலங்களிலிருந்து ஹைட்ரஜனை வெளியேறுகின்றன. $Mg + 2HCl \rightarrow MgCl_2 + H_2 \uparrow$ காப்பர், சில்வர் ஆகியவை விதிவிலக்காக உள்ளன.	10. நீர்த்த அமிலங்களிலிருந்து ஹைட்ரஜனை வெளியேற்றுவதில்லை.

உலோகங்கள்	அலோகங்கள்
11. இவற்றின் ஆக்சைடுகள் காரத்தன்மை வாய்ந்தவை. ZnO, Al_2O_3, SnO_2 போன்ற உலோக ஆக்சைடுகள் ஈரியல் புள்ளவை. குரோமியம், மாங்கனீஸ் போன்ற உயர் உலோகங்களின் ஆக்சைடுகள் அமிலப்பண்பு பெற்றவை. CrO_3, Mn_2O_7. உலோக ஆக்சைடுகள் நீருடன் வினைபட்டுக் காரங்களைத் தருகின்றன. $CaO + H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2$	11. இவற்றின் ஆக்சைடுகள் அமிலத்தன்மை வாய்ந்தவை. நைடரிக் ஆக்சைடு, நீர் இவை நடுநிலை ஆக்சைடுகள். இவை நீருடன் வினைபட்டு அமிலங்களைக் கொடுக்கின்றன. $SO_2 + H_2O \longrightarrow H_2SO_3$ $SO_3 + H_2O \longrightarrow H_2SO_4$
12. நிலையான ஹைட்ரைடுகளைத் தருவதில்லை. இவற்றின் ஹைட்ரைடுகள் எளிதில் நீரால் சிதைக்கப்படுகின்றன.	12. அலோகங்கள் ஹைட்ரஜனிடம் அதிக நாட்டம் கொண்டவை. இவற்றின் ஹைட்ரைடுகள் நிலையானவை; எளிதில் ஆவியாகும் தன்மைபெற்றவை. (எ-டு): அம்மோனியா, ஹைட்ரஜன் குளோரைடு. இவை நீரால் சிதைக்கப்படுவதில்லை. ஆனால், ஹைட்ரஜன் அயோடைடு நிலையற்றது.
13. குளோரைடு சேர்மங்கள் நீரால் பகுபடாது. விதிவிலக்கு: $AlCl_3 + 3H_2O \rightarrow Al(OH)_3 + 3HCl$ சோடியம் குளோரைடு நீரால் சிதைவடைவதில்லை.	13. குளோரைடு சேர்மங்கள் முழுவதும், மீள்தன்மையற்ற வகையில் நீரால் பகுக்கப்படுகின்றன. கார்பன டெட்ரா குளோரைடு விதி விலக்கு. $PCl_3 + 3H_2O \rightarrow H_3PO_3 + 3HCl$ $PCl_5 + 4H_2O \rightarrow H_3PO_4 + 5HCl$
14. எலெக்ட்ரான்களை இழக்கின்றன.	14. எலெக்ட்ரான்களை ஏற்கின்றன.

நீற்றுதலும் வறுத்தலும் (Calcination and roasting)

முதலில் தாதுவை அதன் உருகுநிலையைவிடக் குறைந்த வெப்பநிலையில் சூடுபடுத்தி (calcination) நீர், மற்றும் எளிதில் ஆக்சிஜனேற்றம் அடைவதும், ஆவியாகும் தன்மையுள்ளதுமான மாசுகளை நீக்கிவிடலாம். தூய்மைபடுத்தப்பட்ட தாதுவைக் காற்றில் நன்ருகச் சூடு செய்து தாதுவை ஆக்சிஜனேற்றமடையச் செய்வதை வறுத்தல் என்கிறோம். இவ்வினையின்போது தாதுவை உருகவிடக் கூடாது.

உருக்கிப் பிரித்தல் (Smelting)

உலோகஆக்ஸைடுகள் பலவிதங்களில் ஒடுக்கப்படுகின்றன. பொதுவாக ஆக்ஸைடைக் கரியுடன் சேர்த்து ஓர் உலையில் சூடுபடுத்திஞல் உலோகம் கிடைக்கிறது. இம்முறைக்கு உருக்கிப் பிரித்தல் எனப்பெயர். இம் முறையில் தாதுவிலுள்ள மாசுகளை நீக்குவதற்காக இளக்கி (Flux) என்னும் பொருள் அத்துடன் சேர்க்கப்படுகிறது. இளக்கியைத் தாதுவுடன் சேர்த்து உருக்கிஞல் தாதுவிலுள்ள மாசுகள் இளக்கியுடன் சேர்ந்து உலோகக் கசடாக மாறுகின்றன. இது உலோகப் பகுதியின்மேல் மிதக்கிறது: இவ்வாறு மிதக்கும் கசடிற்கு உலோகக்கசடு எனப் பெயர். உலோகத்திலுள்ள மாசு மணலாக இருந்தால் அத்துடன் சுட்டசுண்ணும்பைச் சேர்த்துச் சூடுபடுத்தக் கால்சியம் சிலிகேட் மிதப்புக்கசடாக கிடைக்கிறது.

$$CaO + \underset{\text{மணல்}}{SiO_2} \rightarrow CaSiO_3$$

உலை (Furnace)

வறுத்தல், உருக்கிப் பிரித்தல் போன்றவற்றை நிகழ்த்தப் பயன்படும் அமைப்பிற்கு உலை என்று பெயர்,

உலோகங்களைத் தாதுக்களிலிருந்து பிரித்தெடுத்தல்:

குளோரைடு தாதுக்களிலிருந்து:

தூய்மைப்படுத்தப்பட்ட குளோரைடுத் தாதுவை உருக்கி, அதை மின்பகுப்பிற்கு உட்படுத்திஞல், உலோகம் எதிர் மின் முனையிலும், குளோரின் நேர் மின் முனையிலும் கிடைக்கின்றன. சோடியம், பொட்டாசியம், மக்னீசியம் போன்ற உலோகங்கள் இம் முறையில் பிரித்தெடுக்கப்படுகின்றன.

ஆக்சைடு தாதுக்களிலிருந்து

வறுத்தெடுக்கப்பட்ட தாதுவைக் கரியுடன் சேர்த்து உருக்கினுல் உலோக ஆக்சைடு உலோகமாக ஒடுக்கப்படுகிறது. இரும்பு இம் முறையில் தயாரிக்கப்படுகிறது.

கார்பனேட் தாதுக்களிலிருந்து : கார்பனேட் தாதுவை முதலில் காற்றில் வறுத்தால், அது சிதைவுற்று உலோக ஆக்சைடும், கார்பன் டைஆக்சைடும் உண்டாகின்றன. உலோக ஆக்சைடைக் கரியுடன் சேர்த்து உருக்கினுல் அஃது உலோகமாக ஒடுக்கமடைகிறது.

சல்ஃபைடு தாதுக்களிலிருந்து : சஃபைடு தாதுவைக் காற்றில் வறுத்தால் அது ஆக்சிஜனேற்றமடைந்து உலோக ஆக்சைடும், சல்ஃபர் டைஆக்சைடும் உண்டாகின்றன. பிறகு உலோக ஆக்சைடைக் கரியுடன் சேர்த்துச் சூடுபடுத்தினுல் உலோகம் கிடைக்கிறது.

உலோகத் தூய்மை படுத்துதல் (Refining of metals)

மேற்குறிப்பிட்ட முறைகளில் கிடைத்த உலோகங்கள் தூய நிலேயில் இல்லேயாதலால் அவற்றைத் தூய்மைப்படுத்த வேண்டும். இதற்குப் பயன்படும் முறைகள் உலோகத்தின் தன்மைக்கேற்ப மாறுபடுகின்றன. ஆனுல், மிகத்தூய நிலேயில் உலோகத்தையடைய நாம் பொதுவாகப் பயன்படுத்தும் முறை மின்பகுப்பு முறையாகும். இம் முறையில் தூய்மையற்ற உலோகத் தகடை நேர் மின்முனேயாகவும், தூய உலோகத் தகடை எதிர் மின்முனேயாகவும் அமைத்துக்கொள்ள வேண்டும். மின்பகு பொருளாக உலோகத்தின் ஓர் உப்புக் கரைசலே எடுத்துக்கொள்ள வேண்டும். மின்சாரம் பாய்ந்து செல்லும்போது உலோகம் தூயநிலேயில் மென்மையான படிவாக எதிர் மின்முனேயில் படிகிறது.

சோடியம் (Na)

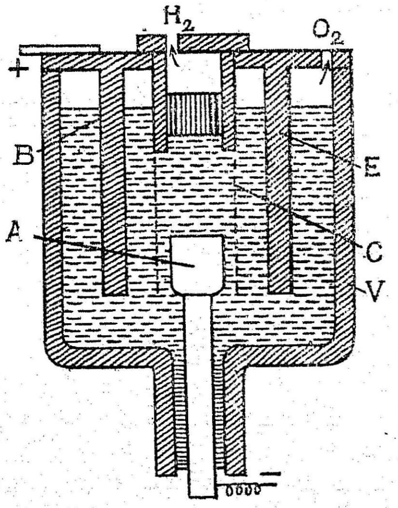
கிடைக்கும் விதம்

சோடியம் ஆவர்த்தன அட்டவணையின் முதல் தொகுதியிலுள்ள கார உலோகங்களின் பிரிவைச் சேர்ந்ததாகும். இது மிக்க வீரியமுள்ள தனிமமாதலால், இயற்கையில் இது தனிம நிலேயில் காணப்படுவதில்லே. இதனுடைய முக்கியமான சேர்மமான சோடியம் குளோரைடு ($Na\,Cl$) கடல் நீரிலும், பாறைகளுக்கிடையே காணப்படும் பாறையுப்பிலும் உள்ளது. இயற்கையில் கிடைக்கும் சோடியத்தின் மற்ற முக்கியமான

சேர்மங்கள்: சில்லி சால்ட் பீட்டர் அல்லது சோடியம் நைட்ரேட் ($NaNO_3$), போராக்ஸ் (Borax) ($Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$) முதலியன ஆகும்.

சோடியத்தைப் பிரித்தெடுத்தல்

(1) காஸ்ட்னர் முறை (Castner's Process): இம் முறையில் உருகிய நிலையிலுள்ள சோடியம் ஹைட்ராக்சைடை மின்னாற் பகுத்துச் சோடியம் பிரித்தெடுக்கப்படுகிறது.



படம் 60.

சோடியத்தைப் பிரித்தெடுக்கும் முறை: காஸ்ட்னர் முறை.

இரும்பாலான மின்கலத்தில் (*V*) உருகிய நிலையிலுள்ள சோடியம் ஹைட்ராக்சைடு எடுத்துக் கொள்ளப்படுகிறது. கீழிருந்து செலுத்தப்பட்ட ஓர் இரும்புத் தண்டு (*A*) எதிர் மின் முனையாக உள்ளது. திண்ம சோடியம் ஹைட்ராக்சைடு இரும்புத் தண்டை நன்கு பொருந்தியிருக்கும்படி செய்கிறது. எதிர் மின்முனையின் இருபுறங்களிலும் உள்ள இரும்பு அல்லது நிக்கல் தண்டுகள் (B, E) நேர் மின்முனையாகச் செயல்படுகின்றன. எதிர் மின்முனையில் உண்டாகும் சோடியமும், நேர் மின்முனையில் உண்டாகும் குளோரினும் வினைபடாமல் தடுப்பதற்கு இரண்டு மின்முனைகளும் ஒரு கம்பி வலையால் பிரிக்கப்பட்டுள்ளன. மின்சாரம் இதன் மூலம் செல்லும்போது பின்வரும் வினைகள் நடைபெறுகின்றன.

$$NaOH \longrightarrow Na^{+} + OH^{-}$$

எதிர் மின்முனையில் : $Na^{+} + e^{-} \longrightarrow Na$

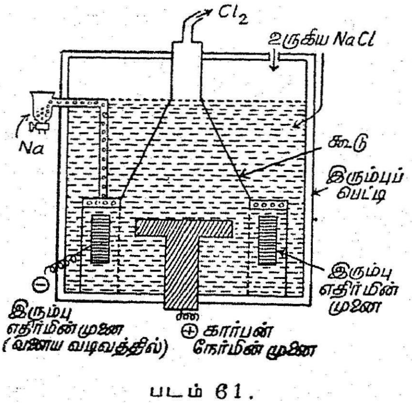
நேர் மின்முனையில்: $OH^{-} \xrightarrow{-e^{-}} (OH)^{\circ}$

$$4\,(OH)^{\circ} \longrightarrow 2H_2O + O_2 \uparrow$$

எதிர் மின்முனையில் உண்டாகின்ற சோடியம் மிகவும் இலேசான தால் உருகிய நிலையிலுள்ள சோடியம் ஹைட்ராக்சைடின் மேல் மிதக்கிறது. இதை மேலிருந்து ஒரு குழாய் மூலம் வெளியி லெடுத்து விடலாம். ஆக்சிஜன் எதிர்மின் முனையில் வெளி யாகிறது. இவ்வினையில் உண்டான நீரில் சிறிதளவு மின்னாற் பகுக்கப்பட்டு ஹைட்ரஜனும், ஆக்சிஜனும் கிடைக்கின்றன. ஹைட்ரஜன் சோடியத்துடன் எதிர் மின்முனைவழியாக வெளி யேறுகிறது.

(2) டவுன் முறை (Down's Process)

இம் முறையில் உருகிய சோடியம் குளோரைடை மின்னாற் பகுத்துச் சோடியம் பிரித்தெடுக்கப்படுகிறது. 800°C வெப்ப நிலையில் சோடியம் ஆவியாகிறது. அதே வெப்பநிலையில்



படம் 61.

சோடியத்தைப் பிரித்தெடுத்தல்: டவுன் முறை

சோடியம் குளோரைடு உருகுகிறது. சோடியமும், குளோரி னும் மின்கலத்தைப் பாதிக்கும் தன்மை பெற்றுள்ளன. இதனால் ஏற்படும் விளைவுகளை நீக்கச் சோடியம் குளோரைடுடன் கால் சியம் குளோரைடு சேர்த்துச் சோடியம் குளோரைடின் உருகு நிலை 500°C ஆகக் குறைக்கப்படுகிறது. இக் குறைந்த வெப்ப நிலையிலேயே வினை நிகழ்கிறது.

இங்குப் பயன்படும் மின்கலம் மேற்புறம் இரும்பாலும் உட்புறம் தீக்கல்லினுலும் (fire bricks) ஆன டவுன் மின்கலம் எனப்படும். இதன் நடுவிலுள்ள நேர் மின்முனையான கிராஃபைட் தண்டு இருபுறங்களிலும் இரண்டு இரும்புத்தண்டுகளால் சூழப்பட்டுள்ளது. இரும்புத் தண்டுகள் எதிர்மின் முனையாகச் செயல்படுகின்றன. ஒரு கம்பிவலை இவ்விரண்டு மின்முனைகளையும் பிரிக்கிறது.

மின் கலத்தில் கால்சியம் குளோரைடுடன் கலக்கப்பட்ட சோடியம் குளோரைடு உருகிய நிலையில் எடுத்துக் கொள்ளப் படுகிறது. கால்சியம் குளோரைடு, சோடியம் குளோரைடின் உருகு நிலையைக் குறைக்கிறது. இதன் மூலம் மின்சாரம் செல்லும் போது கீழ்க்காணும் வினைகள் நடைபெறுகின்றன:

$$NaCl \longrightarrow Na^{+} + Cl^{-}$$

எதிர் மின்முனையில்: $Na^{+} + e^{-} \longrightarrow Na^{\circ}$

நேர் மின்முனையில்: $Cl^{-} \xrightarrow{-e^{-}} Cl^{\circ}$

$$2Cl^{\circ} \longrightarrow Cl_2 \uparrow$$

சோடியம் எதிர் மின்முனையில் உண்டாகின்றது. குளோரின் நேர் மின்முனையில் வெளியாகிறது. இரண்டு மின்முனைகளுக்கு நடுவேயுள்ள கம்பிவலைக்கூடு சோடியமும், குளோரினும் சேர்ந்து வினைப்படுவதைத் தடுக்கிறது. சோடியம் இலேசாக இருப்பதால் மேற் பரப்பிற்கு எழுந்து, எதிர் மின் முனையுடன் பொருத்தப்பட்டுள்ள குழாய் வழியாகக் கொள் கலத்தை அடைகிறது.

இயற்பியல் பண்புகள்

சோடியம், மிருதுவான வெள்ளி போன்ற பளபளப்பான வெண்ணிற உலோகம். இதன் உருகுநிலை குறைவாக உள்ளது. இது வெப்பத்தையும், மின்சாரத்தையும் நன்கு கடத்துகிறது. இதைக் கத்தியால் வெட்ட முடியும். இது நீரை விட இலேசாக இருப்பதனுல் நீரின் மேல் மிதக்கிறது. இதைக் கம்பியாக இழுக்கமுடியும். இவ் வுலோகம் ஈரக் காற்றில் ஆக்சிஜனுடன் வினைபட்டு ஆக்சிஜனேற்றமடைந்து கறுத்து விடுகிறது. எனவே இதனைச் சோதனைச் சாலையில் மண்ணெண்ணெயில் வைக்க வேண்டும்.

வேதிப் பண்புகள்

(1) காற்றில் எறிதல்

இது ஒரு வீரிய மிக்க தனிமம். காற்றில் அல்லது ஆக்சிஜனில் பிரகாசமான மஞ்சள் நிறச் சுடருடன் எரிந்து சோடியம் ஆக்சைடையும், சோடியம் பெராக்சைடையும் கொடுக்கிறது.

$$4Na + O_2 \longrightarrow 2Na_2O$$

$$2Na + O_2 \longrightarrow Na_2O_2$$

(2) ஹைட்ரஜனுடன் வினை

இவ் வுலோகத்தை ஹைட்ரஜன் வாயுடன் சுமார் 360°C வெப்பநிலைக்குச் சூடுபடுத்தினால் சோடியம் ஹைட்ரைடு உண்டாகிறது.

$$2Na + H_2 \longrightarrow 2NaH$$

(3) அலோகங்களுடன் வினை

சூடு படுத்தப்பட்ட சோடியம் குளோரின், பாஸ்ஃபரஸ்' சல்ஃபர் போன்ற அலோகங்களுடன் வினைபுரிகிறது.

$$2Na + Cl_2 \longrightarrow 2NaCl$$

$$3Na + P \longrightarrow Na_3P$$

$$2Na + S \longrightarrow Na_2S$$

(4) நீருடன் வினை

சோடியம் நீருடன் மிக்க வீரியத்துடன் வினைப்பட்டு ஹைட்ரஜனையும், சோடியம் ஹைட்ராக்சைடையும் உண்டாக்குகிறது.

$$2Na + 2H_2O \longrightarrow 2NaOH + H_2\uparrow$$

(5) அம்மோனியாவுடன் வினை

இவ் வுலோகம் திரவ அம்மோனியாவில் கரைந்து சோடமைடு என்ற சேர்மத்தைத் தருகிறது.

$$2Na + 2NH_3 \longrightarrow 2NaNH_2 + H_2\uparrow$$

(6) கார்பன் டைஆக்சைடுடன் வினை

கார்பன்டை ஆக்சைடுடன் சூடு படுத்தப்படும் போது சோடியம் கார்பனேட்டை உண்டாக்குகிறது.

$$4Na + 3CO_2 \longrightarrow 2Na_2CO_3 + C$$

(7) ஆக்சிஜன் ஒடுக்கப் பண்பு

சோடியம் ஒரு வீரியமுள்ள ஆக்சிஜன் ஒடுக்கியாகச் செயல்படுகிறது. உலோக ஹாலைடுகளையும், ஆக்சைடுகளையும் உலோகங்களாக ஒடுக்குகிறது.

$$AlCl_3 + 3Na \longrightarrow Al + 3NaCl$$

$$Al_2O_3 + 6Na \longrightarrow 2Al + 3Na_2O$$

பயன்கள்

(1) நிற நிரல்களில் பயன்படும் சோடியம் ஆவி விளக்குகளில் பயன்படுகிறது. (2) சோடியம் பெராக்சைடு, சோடியம் சயனைடு போன்ற சேர்மங்களைத் தயாரிக்க பயன்படுகிறது. (3) டைட்டேனியம் உலோகத்தைப் பிரித்தெடுக்க உதவுகிறது. (4) ஈதர், பென்சீன் போன்ற கரிமக் கரைப்பான்களிலிருந்து நீரை அகற்ற சோடியக்கம்பி பயன்படுகிறது. (5) உயர் வெப்பநிலையை அளக்க உதவும் வெப்பமானிகளில் சோடிய பொட்டாசிய உலோகக் கலவை பயன்படுகிறது.

சோடியத்தின் சேர்மங்கள்

சோடியம் ஹைட்ராக்சைடு (NaOH)

இதற்குச் சோடாக்காரம் (Caustic soda) என்று மற்றொரு பெயர் உண்டு. இதைக் கீழ்க்கண்ட முறைகளில் தயாரிக்கலாம்.

(1) கடுங்காரமாக்கும் முறை (Causticising process)

20% சோடியம் கார்பனேட்டுக் கரைசலைக் குறிப்பிட்ட அளவு கால்சியம் ஹைட்ராக்சைடுடன் சேர்த்து நன்றுகக் கலக்கிக் கொண்டே ஒரு பெரிய இரும்புப் பாத்திரத்தில் கொதிக்க வைக்கவேண்டும். இக் கரைசலின் வழியாக நீராவியைச் செலுத்தினுல் சோடியம் ஹைட்ராக் சைடும், கால்சியம் கார்பனேட்டும் கிடைக்கிறது.

$$Na_2CO_3 + Ca(OH)_2 \longrightarrow 2NaOH + CaCO_3 \downarrow$$

வெண்ணிற வீழ்படிவாகக் கிடைக்கும் கால்சியம் கார்பனேட்டை வடிகட்டி நீக்கி விடலாம். சோடியம் ஹைட்ராக்சைடு கரைசலாகக் கிடைக்கிறது. வடிநீரை வற்றக் காய்ச்சி ஆவியாக்கினுல் இறுதியில் திண்ம சோடியம் ஹைட்ராக்சைடு கிடைக்கிறது. பிறகு குச்சி வடிவத்தில் இதனைப் பெறலாம். இம் முறை பழைய முறையாகக் கருதப்படுகிறது.

(2) மின்பகுப்பு முறை (Electrolytic Process)

இம்முறையில் நீரில் கரைந்த சோடியம் குளோரைடு கரைசலை (brine) மின்னாற் பகுத்துச் சோடியம் ஹைட்ராக்சைடு தயாரிக்கப்படுகிறது. குளோரின் நேர் மின்முனையில் வெளியேறுகிறது. சோடியம் எதிர் மின்முனையில் கிடைக்கிறது.

$$NaCl \longrightarrow Na^+ + Cl^-$$

எதிர் மின்முனையில் :

$$Na^+ + e^- \longrightarrow Na^\circ$$

$$2\,Na + 2\,H_2O \longrightarrow 2\,NaOH + H_2\uparrow$$

நேர் மின் முனையில் :

$$Cl^- \xrightarrow{-e^-} Cl^\circ$$

$$2\,Cl \longrightarrow Cl_2\uparrow$$

இவ்வினை நிகழப் பல்வேறு மின்கலங்கள் பயன்படுத்தப்படுகின்றன. மேலேகாட்டியபடி எதிர் மின்முனையில் உண்டான சோடியம் நீருடன் வினைப்பட்டுச் சோடியம் ஹைட்ராக்சைடையும், ஹைட்ரஜனையும் கொடுக்கிறது. ஹைட்ரஜன் எதிர் மின் முனையின் வழியாக வெளியேறுகிறது.

$$2\,Na + 2\,H_2O \longrightarrow 2\,NaOH + H_2\uparrow$$

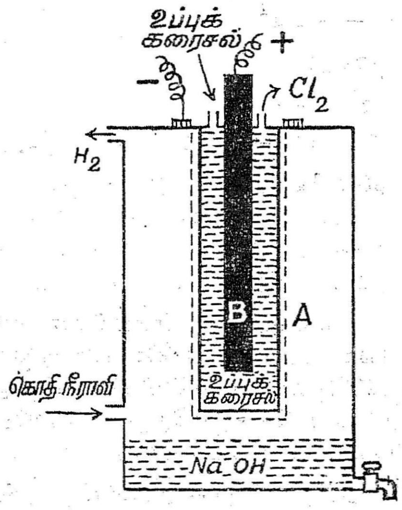
(a) கெல்னர்—சால்வே மின்கலம் (Kellner—Solvay cell)

இம்முறை விளக்கமாகக் குளோரின் தயாரிக்கும் முறையில் கூறப்பட்டுள்ளது. இம் மின்கலத்தில் அடியிலுள்ள பாதரசம் எதிர் மின் முனையாகவும், கிராஃபைட் தண்டுகள் நேர் மின் முனையாகவும் செயல்படுகின்றன. எதிர் மின்முனையில் கிடைக்கும் சோடியம் பாதரசத்துடன் சேர்ந்து ஒரு ரசக் கலவையை உண்டாக்குகிறது. ரசக் கலவையை வெளியில் பிரித்தெடுத்து நீருடன் வினைப்படுத்தும்போது சோடியம் ஹைட்ராக்சைடு கிடைக்கிறது. பாதரசம் திரும்பவும் மின்கலத்தின் அடியில் வந்து சேருகிறது.

(b) நெல்சன் மின்கலம் (Nelson cell)

இம் மின்கலம் உட்பக்கம் கல்நார் பூசப்பட்ட இரும்பாலான ஒரு குழாயை நடுவில் பெற்றிருக்கிறது. இக்குழாயில் பல துவாரங்கள் உள்ளன. இது எதிர் மின்முனையாகச் செயல்படுகிறது. இக்குழாயினுள் அடர் சோடியம் குளோரைடுக் கரைசல் (brine) எடுத்துக்கொள்ளப்படுகிறது. இக்கரைசலினுள் ஒரு

கிராஃபைட் தண்டு அமிழ்த்தப்பட்டுள்ளது. இது நேர் மின் முனையாக உள்ளது. இம் முழு அமைப்பும் ஒரு செவ்வக வடிவ இரும்பாலான கலத்தில் பொருத்தப்பட்டுள்ளது. கரைசலின் வழியாக மின்சாரத்தைச் செலுத்தினால், துவாரங்கள் உள்ள எதிர் மின்முனையில் சோடியம் உண்டாகிறது. மின்கலத்தின்



படம் 62.

சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு தயாரித்தல்-நெல்சன் மின்கலம்

அடிப்பாகத்திலிருந்து கொதி நீராவி செலுத்தப்படுகிறது. சோடியம் நீராவியுடன் வினைபட்டுச் சோடியம் ஹைட்ராக்சைடைக் கொடுக்கிறது. இவ் வினையில் உண்டான ஹைட்ரஜனும், சோடியம் குளோரைடு சிதைந்து உண்டான குளோரினும் நேர்மின்முனையான கிரா∴பைட் தண்டையடைந்து அங்குள்ள போக்குக் குழாய்மூலம் வெளிச் செல்கிறது. சோடியம் ஹைட்ராக்சைடு அடியிலுள்ள பாத்திரத்தில் சேகரிக்கப்படுகிறது. இக் கரைசலை ஆவியாக்கித் திண்ம சோடியம் ஹைட்ராக்சைடை அடையலாம்.

இயற்பியல் பண்புகள்

இது வெண்மைநிற படிக வடிவமுள்ள திண்மம். நீரை ஈர்க்கும் தன்மையுடையது. இது நீரில் நன்கு கரையும், கரையும்போது வெப்பம் வெளியிடப்படுகிறது. காற்றில் திறந்து

வைக்கப்பட்டிருந்தால் சோடியம் ஹைட்ராக்சைடு காற்றிலுள்ள கார்பன் டைஆக்சைடுடன் வினைபட்டுச் சோடியம் கார்பனேட்டைத் தருகிறது. இது எரிகாரமாதலால் தோலின் மீது பட்டு காயத்தை உண்டாக்கும் தன்மையுள்ளது. இதன் கரைசல் தொடுவதற்கு வழவழப்பாயுள்ளது.

வேதிப் பண்புகள்

(1) காரப்பண்பு

இது ஒரு வீரியமுள்ள காரணமாகும்.

(a) ஈர சிவப்பு லிட்மஸ் தாளை நீலநிறமாக்குகிறது.

(b) இது அமிலங்களுடன் வினைபுரிந்து உப்பையும் நீரையும் தருகிறது.

$$NaOH + HCl \longrightarrow NaCl\ H_2O$$
சோடியம் குளோரைடு

$$2\,NaOH + Ha_2SO_4 \longrightarrow Na_2\,SO_4 + H_2\,O$$
சோடியம் சல்ஃபேட்

(c) அமில ஆக்சைடுகளுடன் வினைப்பட்டு உப்பையும், நீரையும் உண்டாக்குகிறது.

$$NaOH + CO_2 \longrightarrow NaHClO_3$$
சோடியம் பைகார்பனேட்

$$2\,NaOH + CO_2 \longrightarrow Na_2CO_3 + H_2O$$ (அதிக அளவு காரத்துடன்)
சோர்டியம் கார்பனேட்

$$NaOH + SO_2 \longrightarrow NaHSO_3$$
சோடியம் டைசல்ஃபைட்டு

$$2\,NaOH + SO_2 \longrightarrow Na_2SO_3 + H_2O$$
சோடியம் சல்ஃபைட்டு

(2) அம்மோனியம் குளோரைடுடன் வினை

சோடியம் ஹைட்ராக்சைடை அம்மோனியம் குளோரைடுடன் சேர்த்துச் சூடு செய்தால் அம்மோனியா வாயு உண்டாகிறது.

$$NH_4Cl + NaOH \longrightarrow NaCl + NH_3\uparrow + H_2O$$

(3) உலோகங்களுடன் வினை

சோடியம் ஹைட்ராக்சைடு, சிங்க், அலுமினியம், சிலிக்கன் முதலிய உலோகங்களுடன் வினைபட்டு, ஹைட்ரஜனை வெளியேற்றுகிறது.

$$Zn + 2\,NaOH \longrightarrow Na_2ZnO_2 + H_2\uparrow$$
சோடியம் சிங்கேட்

$$2\,Al + 6\,NaOH \longrightarrow 2\,Na_3AlO_3 + 3\,H_2\uparrow$$
சோடியம் அலுமினேட்

$$Si + NaOH + H_2O \longrightarrow Na_2SiO_3 + 2\,H_2\uparrow$$
சோடியம் சிலிகேட்

(4) உலோக உப்புக்கரைசல்களுடன் வினை

சோடியம் ஹைட்ராக்சைடு உலோக உப்புக் கரைசல்களுடன் வினைபட்டு உலோக ஹைட்ராக்சைடுகளை உண்டாக்குகிறது. இவ் வினை இருவகைப்படும்.

(a) காப்பர் சல்ஃபேட், மக்னீசயம் சல்ஃபேட்டு ஆகிய உப்புகரைசல்களுடன் வினைபட்டு இவ்வுலோகங்களின் ஹைட்ராக்சைடுகளை வீழ்படிவாக்குகிறது. இந்த ஹைட்ராக்சைடுகள் சோடியம் ஹைட்ராக்சைடில் கரைவதில்லை.

$$CuSO_4 + 2\,NaOH \longrightarrow Cu(OH)_2 + Na_2SO_4$$
வெளிர் நீலநிற வீழ்படிவு

$$MgSO_4 + 2\,NaOH \longrightarrow Mg(OH)_2 + Na_2SO_4$$
வெண்ணிற வீழ்படிவு

(b) சிங்க் போன்ற உலோகங்களுடன் உண்டான ஹைட்ராக்சைடு வீழ்படிவு அதிக அளவு சோடியம் ஹைட்ராக்சைடில் கரைகிறது.

$$ZnSO_4 + 2\,NaOH \longrightarrow Zn(OH)_2 + Na_2SO_4$$
$$Zn(OH)_2 + 2\,NaOH \longrightarrow Na_2ZnO_2 + 2\,H_2O$$

(c) சில்வர், மெர்க்குரிபோன்ற உலோகங்களின் உப்புக்களுடன் வினைப்பட்டு அவற்றின் ஆக்சைடுகளை வீழ்படிவாக்குகிறது.

$$2\,AgNO_3 + 2\,NaOH \longrightarrow Ag_2O\downarrow + 2Na\,NO_3 + H_2O$$

பழுப்புநிற வீழ்படிவு

$$HgCl_2 + 2NaOH \longrightarrow HgO\downarrow + 2NaCl + H_2O$$

மஞ்சள் நிற வீழ்படிவு

பயன்கள்

சோப்பு, ரேயான் இழைகள், காகிதம் செய்வதற்கு வேண்டிய மரக்கூழ் ஆகியவற்றைத் தயாரிக்கப் பெருமளவு சோடியம் ஹைட்ராக்சைடு பயன்படுகிறது. பாக்சைட், பெட்ரோலியம் இவற்றின் சுத்திகரிப்பு, சோடியம் தயாரிப்பு ஆகியவற்றிற்கும் இது பயனுகிறது. இது சோதனைச்சாலையில் முக்கியமான வினைப் பொருளாகப் பயன்படுகிறது.

சோடியம் கார்பனேட் (Na_2CO_3)

இதைச் சலவைச் சோடா (washing soda) என்னும் வழங்குவதுண்டு. சோடியம் கார்பனேட் இரண்டு வகைப்படும். நீரற்ற உப்பு (anhydrous) சோடா சாம்பல் (soad ash) என்றும், நீரேறிய வகை சலவைச் சோடா (washing soda) எனவும் வழங்கப்படுகிறது. இது கீழ்க்கண்ட இரு முறைகளில் தயாரிக்கப்படுகிறது.

(1) லெ பிளாங் முறை (Le Blanc process)

இம் முறையில் முதலில் சோடியம் குளோரைடு அடர் சல்ஃபூரிக் அமிலத்துடன் சேர்த்து இரும்புத் தட்டுகளில் சூடுபடுத்தப்படுகிறது. சோடியம் பைசல்ஃபேட்டும், ஹைட்ரஜன் குளோரைடு வாயுவும் உண்டாகின்றன.

$$NaCl + H_2SO_4 \longrightarrow NaHSO_4 + HCl\uparrow$$

ஹைட்ரஜன் குளோரைடு நீரில் கிரகிக்கப்கட்டு, ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம் உண்டாகிறது. சோடியம் பைசல்ஃபேட்டு அதிகஅளவு சாதாரண உப்புடன் சூடுபடுத்தப்பட்டுச்சோடியம் சல்ஃபேட்டு கிடைக்கிறது.

$$NaHSO_4 + NaCl \longrightarrow Na_2SO_4\ HCl\uparrow$$

இவ்வாறு கிடைக்கும் சோடியம் சல்ஃபேட்டைக் கல்கரியுடனும் சுண்ணும்புக் கல்லுடனும் சேர்த்துச் சூடு செய்தால் பின்வரும் மாற்றங்கள் நிகழ்கின்றன.

சோடியம் சல்ஃபேட் கல்கரியால் ஆக்சிஜனேற்றமடைந்து சோடியம் சல்ஃபைடாக மாறுகிறது.

$$Na_2SO_4 + 4\,C \longrightarrow Na_2S + 4\,CO \uparrow$$

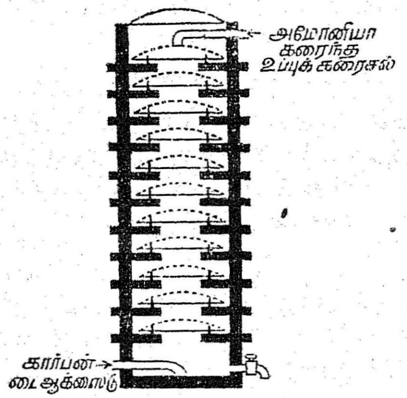
சோடியம் சல்ஃபைடு கால்சியம் கார்பனேட்டுடன் வினைபட்டு சோடியம் கார்பனேட்டும், கால்சியம் சல்ஃபைடும் கிடைக்கின்றன.

$$Na_2S + CaCO_3 \longrightarrow Na_2CO_3 + CaS$$

இவ்விதம் உண்டான சோடியம் கார்பனேட்டும் கால்சியம் சல்ஃபைடும் கலந்த கலவையை நீருடன் சேர்த்துக்குலுக்கினால் சோடியம் கார்பனேட் மட்டிலும் கரைகிறது. கரையாமல் உள்ள கால்சியம் சல்ஃபைடு வடிகட்டி நீக்கப்படுகிறது. பின்னர் கிடைக்கும் சோடியம் கார்பனேட் கரைசலை அடர்ப்பித்து, நீரை ஆவியாக்கி நீக்கினால் திண்ம படிக வடிவ சோடியம் கார்பனேட் கிடைக்கிறது.

(2) சால்வே முறை (Solvay process)

இம் முறையே இப்பொழுது பெரும்பாலும் பயன்படுத்தப் படுகிறது. அடர் சோடியம் குளோரைடு கரைசலின் மூலம்



படம் 63.

சோடியம் கார்பனேட் தயாரித்தல்–சால்வே முறை.

அம்மோனியா வாயுவைச் செலுத்திப் பூரிதக் கரைசல் தயாரிக் கப்படுகிறது. இக் கரைசல் உயரமான கோபுரம் போன்ற அமைப்பையுடைய ஓர் அறையின் மேலிருந்து ஊற்றப்படு

கிறது. இவ் வறையில் பல துளைகள் கொண்ட தட்டுகள் படுக்கை வாட்டத்தில் அமைக்கப்பட்டுள்ளன. இவ்வமைப்பில் மேலிருந்து அம்மோனியா கரைந்த சோடியம் குளோரைடு பூரிதக் கரைசல் கீழ்நோக்கி வரும்போது, கீழிருந்து அதிக அழுத்தத்தில் கார்பன் டைஆக்சைடு மேல்நோக்கிச் செலுத்தப் படுகிறது. இவ்விரண்டு பொருள்களும் எதிரெதிராக இணைந்து வினை புரிகின்றன. இம்முறையின் தத்துவம் இதில் அடங்கியுள்ளது (Principle of counter current). கார்பன் டைஆக்சைடு அம்மோனியா கரைந்த கரைசலுடன் வினைபட்டு, நீரில் குறைவாகக் கரையும் சோடியம் பைகார்பனேட்டைத் தருகிறது. இது வெண்ணிற வீழ் படிவாகக் கிடைக்கிறது.

$$NH_3 + H_2O + CO_2 \longrightarrow NH_4HCO_3$$

$$NH_4HCO_3 + NaCl \longrightarrow NaHCO_3 \downarrow + NH_4Cl$$

இவ்விதம் கிடைத்த சோடியம் பைகார்பனேட்டைப் பிரித்தெடுத்து அதிக வெப்பநிலைக்குச் சூடு படுத்தினால் நீரற்ற சோடியம் கார்பனேட்டும், கார்பன் டைஆக்சைடும் கிடைக்கின்றன.

$$2\,NaHCO_3 \xrightarrow{\Delta} Na_2CO_3 + H_2O + CO_2 \uparrow$$

இவ் வினைக்குத் தேவையான கார்பன் டைஆக்சைடைக் கால்சியம் கார்பனேட்டைச் சூடுபடுத்திப் பெறலாம்.

$$CaCO_3 \xrightarrow{\Delta} CaO + CO_2 \uparrow$$

சோடியம் பைகார்பனேட்டைப் பிரித்த பிறகு கிடைக்கும் வடிநீரிலுள்ள அம்மோனியம் குளோரைடைக் கால்சியம் ஹைட்ராக்சைடுடன் சேர்த்துச் சூடுபடுத்தி இவ் வினைக்குத் தேவையான அம்மோனியாவைப் பெறலாம்.

$$2\,NH_4Cl + Ca(OH)_2 \longrightarrow CaCl_2 + 2\,NH_3 \uparrow + 2H_2O$$

மேற்கூறிய வினைக்குத் தேவையான கால்சியம் ஹைட்ராக்சைடு கால்சியம் ஆக்சைடை நீராற் பகுத்துப் பெறப் படுகிறது.

$$CaO + H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2$$

பின்வரும் காரணங்களினால் சால்வே முறை லெபிளாங் முறையை விடச் சிறந்ததெனக் கருதப்படுகிறது.

(a) இவ் வினையில் பயன்படும் வினைப்பொருள்கள் யாவும் எளிதில் கிடைக்கின்றன ; (b) இதே வினையில் சோடியம் பைகார்பனேட்டும் உண்டாகிறது ; (c) இம் முறையில் கிடைக்கும் சோடியம் கார்பனேட் மிகவும் தூய்மையானது ; (d) வினையின்போது கிடைக்கும் துணைப் பொருள் கால்சியம் குளோரைடு மலிவானது.

இயற்பியல் பண்புகள்

இது வெண்ணிறத் திண்மம். படிக வடிவில் உள்ள நீரேறிய சோடியம் கார்பனேட்டை ($Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$) காற்றில் படும்படி வைத்த நீரை இழந்து தூள் பூக்கிறது. $Na_2CO_3 . H_2O$ ஆக மாற்றப்படுகிறது. இது நீரில் கரையும். இதன் நீர்க் கரைசல் காரப்பண்பு பெற்றுள்ளது. சிவப்பு லிட்மஸ் தாளை நீலநிற மாக்குகிறது.

வேதிப் பண்புகள்

(1) நீர்த்த அமிலங்களுடன் வினைபட்டுக் கார்பன்டை ஆக்சைடை வெளியேற்றுகிறது.

$$Na_2CO_3 + 2HCl \longrightarrow 2NaCl + H_2O + CO_2 \uparrow$$

$$Na_2CO_3 + H_2SO_4 \longrightarrow Na_2SO_4 + H_2O + CO_2 \uparrow$$

(2) சோடியம் கார்பனேட் கரைசல் வழியாகக் கார்பன்டை ஆக்சைடைச் செலுத்தினல், நீரில் குறைவாகவே கரையும் சோடியம் பைகார்பனேட் உண்டாகிறது.

$$Na_2CO_3 + CO_2 + H_2O \longrightarrow 2NaHCO_3$$

(3) உலோக உப்புக் கரைசல்களுடன் வினைபட்டு, சோடியம் கார்பனேட் அவற்றின் கார்பனேட்டுகளை வீழ்படி வாக்குகிறது. இவை நீரில் கரைவதில்லை.

$$CaCl_2 + Na_2CO_3 \longrightarrow CaCO_3 \downarrow + 2NaCl$$

$$BaCl_2 + Na_2CO_3 \longrightarrow BaCO_3 \downarrow + 2NaCl$$

$$CuSO_4 + Na_2CO_3 \longrightarrow CuCO_3 \downarrow + Na_2SO_4$$

பயன்கள்

கண்ணுடி, காகிதம், சோப்பு ஆகியவற்றைத் தயாரிக்கும் தொழிற்சாலைகளில் பயன்படுகிறது. துணிகளை வெளுப்பதற் கும், நுரை தரா நீரை நுரைதரு நீராக மாற்றுவதற்கும் பயனு

கிறது. ஆய்வுக் கூடங்களில் சிறந்த வினைப் பொருளாக இருக்கிறது. சோடியம் ஹைட்ராக்சைடு, போராக்ஸ் முதலிய சோடியத்தின் சேர்மங்களைத் தயாரிக்க உதவுகிறது.

சோடியம் பைகார்பனேட் ($NaHCO_3$)

இதற்கு ரொட்டி சோடா (baking soda) என்ற பெயரும் உண்டு.

தயாரிக்கும் முறைகள்

(1) சால்வே முறையில் சோடியம் கார்பனேட் தயாரிக்கும் பொழுது இடைநிலை வினைபொருளாக (by product) கிடைக்கிறது.

(2) நீரில் கரைந்த சோடியம் கார்பனேட் கரைசலின் வழியாகக் கார்பன் டைஆக்ஸைடைச் செலுத்தி இது பெறப்படுகிறது.

$$Na_2CO_3 + CO_2 + H_2O \longrightarrow 2\,NaHCO_3$$

(3) சோடியம் ஹைட்ராக்ஸைடு கரைசல் மூலம் கார்பன்டைஆக்சைடைச் செலுத்தினால் சோடியம் பைகார்பனேட் வீழ்படிவாகிறது.

$$NaOH + CO_2 \longrightarrow NaHCO_3$$

இயற்பியல் பண்புகள்

இது வெண்ணிறத் திண்மம். நீரில் சிறிதளவே கரைகிறது.

வேதிப்பண்புகள்

(1) சூடுபடுத்தப்பட்டால் சோடியம் பைகார்பனேட், சோடியம் கார்பனேட்டாகவும், கார்பன் டை ஆக்ஸைடாகவும் சிதைகிறது.

$$2\,NaHCO_3 \xrightarrow{\Delta} Na_2CO_3 + H_2O + CO_2\uparrow$$

(2) இது கார குணமுடையது. நீர்த்த அமிலங்களுடன் நுரைத்த பொங்குதலுடன் வினைபட்டு கார்பன் டை ஆக்சைடை வெளியேற்றுகிறது.

$$NaHCO_3 + HCl \longrightarrow NaCl + H_2O + CO_2\uparrow$$

$$NaHCO_3 + H_2SO_4 \longrightarrow NaHSO_4 + H_2O + CO_2\uparrow$$

பயன்கள்

சோடியம் பைகார்ப்னேட் ரொட்டி தயாரிக்கவும், நுரை தரும் பானங்கள் தயாரிக்கவும் பயனுகிறது. மடுத்துவத்தில் அஜீரணத்திற்கு மருந்தாகப் பயன்படுகிறது. தீயணைக்கும் கருவிகளில் பயன்படுகிறது.

Na_2CO_3 — $NaHCO_3$ இடையேயுள்ள வேற்றுமைகள்:

சோதனை	சோடியம் கார்பனேட்	சோடியம் பைகார்பனேட்
1. சூடேற்றுதல்	சிதைவடைவதில்லை	சிதைவடைகிறது
2. பினுப்தலின் காட்டியை சேர்த்தல்	கரைசல் ஊதா நிறத்தை அடையும்	நிறமாற்றமில்லை
3. நீரில் கறைதிறன்	கரைகிறது	சிறிதளவு கரையும்
4. மக்னீசயம் சல்ஃபேட் கரைசலுடன் சேர்த்தல்	வெண்ணிற வீழ்படிவு உண்டாகிறது	வீழ்படிவு உண்டாவதில்லை

சோடியம் தயோசல்ஃபேட்

இதற்கு ஹைபோ (hypo) என்ற மற்றொரு பெயரும் உண்டு.

தயாரிக்கும் முறை

ஒரு குடுவையில் அடர் சோடியம் சல்ஃபைட் கரைசலை மிகையான சல்ஃபர் தூளுடன் சேர்த்து நன்கு கொதிக்க வேண்டும். சல்ஃபர் முழுவதும் கரையும்வரை சூடுபடுத்த வேண்டும். சோடியம் தயோசல்ஃபேட் உண்டாகிறது.

$$Na_2SO_3 + S \longrightarrow Na_2S_2O_3$$

கரைந்தது போக எஞ்சியிருக்கும் சல்ஃபரை வடிகட்டுதல்மூலம் நீக்கிவிடலாம். வடிநீரைச் சூடேற்றி அடர்ப்பித்துக் குளிர வைத்தால் நிறமற்றசோடியம் தயோசல்ஃபேட் ($Na_2S_2O_3 \cdot 5H_2O$) படிகங்கள் கிடைக்கின்றன.

இயற்பியல் பண்புகள்

இது நிறமற்ற, படிக வடிவமுடைய திண்மமாகும். நீரில் நன்கு கரைகிறது.

வேதிப் பண்புகள்

(1) இதைச் சூடு செய்தால் முதலில் உருகுகிறது. பிறகு படிக நீரை இழக்கிறது. கடைசியில் சோடியம் சல்ஃபேட், சோடியம் சல்ஃபைடு, சல்ஃபர் ஆகியவற்றை உண்டாக்கிச் சிதைவடைகிறது.

$$4\ Na_2S_2O_3 \longrightarrow 3\ Na_2SO_4 + Na_2S + 4\ S$$

ஒரு சோதனைக் குழாயில் வெப்பப்படுத்தும்போது சிறிதளவு சல்ஃபர் சல்ஃபர் டைஆக்சைடாக மாறுகிறது.

(2) நீர்த்த அமிலங்களுடன் வினைபட்டு சல்ஃபர்-டைஆக்சைடை வெளியேற்றுகிறது, சல்ஃபர் வீழ்படிவாகிறது.

$$Na_2S_2O_3 + 2\ HCl \longrightarrow 2\ NaCl + H_2O + SO_2\uparrow + S\uparrow$$

(3) குளோரின், புரோமின் ஆகியவற்றுடன் வினைபட்டு அவற்றை ஹைட்ரஜன் ஹாலைடுகளாக ஒடுக்குகிறது.

$$Na_2S_2O_3 + Cl_2 + H_2O \longrightarrow Na_2SO_4 + 2\ HCl + S\uparrow$$

$$Na_2S_2O_3 + Br_2 + H_2O \longrightarrow Na_2SO_4 + 2HBr + S\uparrow$$

(4) சிறந்த ஒடுக்கியாக வினைபட்டு அயோடினை நிறமிழக்கச்செய்கிறது.

$$2\ Na_2S_2O_3 + I_2 \longrightarrow 2\ NaI + Na_2S_4O_6$$

சோடியம் டெட்ரா தயோனேட்

(5) சில்வர் நைட்ரேட்டுடன் இதன் வினை குறிப்பிடத்தக்கது, இதை சில்வர் நைட்ரேட் கரைசலுடன் சேர்த்தால் முதலில் வெண்ணிற சில்வர் தயோ சல்ஃபேட் உண்டாகிறது. பிறகு மஞ்சள். பழுப்பு நிறமாக மாறி கடைசியில் கறுப்புநிற சில்வர் சல்ஃபைடை வீழ்படிவாக்குகிறது.

$$2\ AgNO_3 + Na_2S_2O_3 \longrightarrow Ag_2S_2O_3\downarrow + 2\ NaNO_3$$

$$Ag_2S_2O_3 + H_2O \longrightarrow Ag_2S\downarrow + H_2SO_4$$

பயன்கள்

புகைப்படத்தொழிலில் இது ஹைப்போ என்னும் பெயரில் மிகுதியாகப் பயன்படுகிறது. புகைப்படத்தாள்களைக் கழுவ இது பயன்படுகிறது. குளோரினால் வெளுக்கப்பட்ட பொருள்களில் உள்ள அதிகஅளவு குளோரினை நீக்கப் (antichlor)

பயனுகிறது. பருமனறி பகுப்பு முறையில் காப்பர், அயோடின் ஆகியவற்றைக் கணக்கிட உதவுகிறது. தங்கம், வெள்ளி இவற்றைப் பிரித்தெடுக்கப் பயனுகிறது.

பொட்டாசியத்தின் சேர்மங்கள்

பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட் ($KMnO_4$)

பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட் பெருமளவில் பைரோலுசைட் (Pyrolusite) என்ற தாதுவிலிருந்து தயாரிக்கப்படுகிறது.

நுண்ணிய பைரோலுசைட் தூளைத் திண்ம பொட்டாசியம் ஹைட்ராக்சைடு, மற்றும் பொட்டாசியம் குளோரைட் போன்ற ஆக்சிஜனேற்றி இவற்றுடன் ஒரு நிக்கல் மூசையில் (crucible) சேர்த்து சூடேற்றவேண்டும். பச்சை நிறமுள்ள பொட்டாசியம் மாங்கனேட் உண்டாகிறது. வினை கீழ்க்கண்டவாறு நிகழ்கிறது:

$$(1) \quad KClO_3 \longrightarrow KCl + + 3[O]$$

$$(2) \quad 3[O] + 3MnO_2 \longrightarrow 3\ MnO_3$$

$$(3) \quad 3\ MnO_3 + 6\ KOH \longrightarrow 3\ K_2MnO_4 + 3\ H_2O$$

$$(1)+(2)+(3) \quad KClO_3 + 3\ MnO_2 + 6KOH \longrightarrow KCl + 3\ K_2MnO_4 + 3\ H_2O$$

மூசையிலுள்ள பொட்டாசியம் மாங்கனேட் நீரில் கரையும் தன்மையுள்ளதால், அதை நீரில் கரைத்துப் பச்சைநிறமுள்ள கரைசல் பெறப்படுகிறது. கரையாத மாசுகளை வடிகட்டுதல் மூலம் நீக்கிவிடலாம். பொட்டாசியம் மாங்கனேட்டைக் கீழ்க் காணும் முறைகளில் ஒன்றின் மூலம் பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட்டாக ஆக்சிஜனேற்றமடையச்செய்யலாம்.

(1) பச்சைநிற மாங்கனேட் கரைசல் மின்னாற்பகுக்கப் படுகிறது. நிக்கல் நேர் மின்முனையும், இரும்பு எதிர் மின் முனையும் பயன்படுத்தப்படுகிறது. நேர் மின்முனையில் ஆக்சிஜனேற்றம் நிகழ்கிறது.

$$2\ K_2MnO_4 + 2\ H_2O \longrightarrow 2\ KMnO_4 + 2\ KOH + H_2 \uparrow$$

கரைசலைக் கொதிக்க வைத்து ஆவியாக்கினல், பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட் படிகங்கள் பிரிகின்றன. இப்பொழுது இம் முறைதான் பெருமளவில் பயன்படுத்தப்படுகிறது.

(2) பழைய முறைகளில் குளோரின், ஓசோன், கார்பன் டை ஆக்சைடு இவற்றில் ஒன்றைப் பொட்டாசியம் மாங்கனேட் கரைசலின் வழியாகச் செலுத்திப் பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட் பெறப்படுகிறது,

$$2\,K_2MnO_4 + Cl_2 \longrightarrow 2\,KMnO_4 + 2\,KCl$$

$$2\,K_2MnO_4 + H_2O + O_3 \longrightarrow 2\,KMnO_4 + 2\,KOH + O_2\uparrow$$

$$3\,K_2MnO_4 + CO_2 \longrightarrow 2\,KMnO_4 + MnO_2 + 2\,K_2CO_3$$

பின்னப் படிகமாக்குதல் முறையில் பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட் பிரிக்கப்படுகிறது.

இயற்பியல் பண்புகள்

இது பளபளப்பான கருஊதா நிற படிக நிலையிலுள்ள திண்மமாகும். இது நீரில் சுமாராகக் கரையும்; இதன் நீர்க்கரைசல்கள் கரு ஊதா நிறமுள்ளவை.

வேதிப் பண்புகள்

(1) வெப்பத்தின் செயல்: பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட் சாதாரண வெப்பநிலையில் நிலையானது. ஆனால், சூடுபடுத்தப்படும்போது சிதைவடைந்து ஆக்சிஜனை வெளியேற்றுகிறது. பச்சைநிற பொட்டாசியம் மாங்கனேட்டும், மாங்கனீஸ் டை ஆக்சைடும் வீழ்படிவாகின்றன.

$$2\,KMnO_4 \longrightarrow K_2MnO_4 + MnO_2 + O_2\uparrow$$

(2) ஆக்சிஜனேற்றப் பண்பு: இஃது ஒரு சிறந்த ஆக்சிஜனேற்றியாகும். அடர் ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலத்தைக் குளிர்ந்த நிலையிலேயே குளோரினாக ஆக்சிஜனேற்றமடையச் செய்கிறது.

$$2\,KMnO_4 + 16\,HCl \longrightarrow 2\,KCl + 2\,MnCl_2 + 8\,H_2O + 5\,Cl_2\uparrow$$

அமிலம், காரம், நடுநிலை வாய்ந்த கரைசல்கள் முன்னிலையில் இது சிறந்த ஆக்சிஜனேற்றியாக வினைபுரிகிறது.

(a) நீர்த்த சல்ஃபூரிக் அமிலம் கலந்த பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட் ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடை சல்ஃபராக ஆக்சிஜனேற்றம் அடையச் செய்கிறது.

$$2\,KMnO_4 + 3\,H_2SO_4 \longrightarrow K_2SO_4 + 2\,MnSO_4 + 3H_2O + 5\,(O)$$

$$5\,(O) + 5\,H_2S \longrightarrow 5H_2O + 5S\downarrow$$

$$2\,KMnO_4 + 3\,H_2SO_4 + 5\,H_2S \longrightarrow K_2SO_4 + 2\,MnSO_4 + 8\,H_2O + 5S\downarrow$$

(b) சல்ஃபர் டை ஆக்சைடை சல்ஃபூரிக் அமிலமாக ஆக்சிஜனேற்றுகிறது.

$$2\,KMnO_4 + 3\,H_2SO_4 \longrightarrow K_2SO_4 + 2\,MnSO_4 + 3\,H_2O + 5\,(O)$$

$$5\,(O) + 5\,SO_2 + 5\,H_2O \longrightarrow 5H_2\,SO_4$$

$$2\,KMnO_4 + 2\,H_2O + 5\,SO_2 \longrightarrow K_2SO_4 + 2\,MnSO_4 + 2\,H_2SO_4$$

(c) ஃபெரஸ் சல்ஃபேட்டை ஃபெரிக் சல்பேட்டாக மாற்றுகிறது.

$$2\,KMnO_3 + 3\,H_2SO_4 \longrightarrow K_2SO_4 + 2\,MnSO_4 + 3\,H_2O + 5\,(O)$$

$$5(O) + 10\,FeSO_4 + 5\,H_2SO_4 \longrightarrow 5Fe_2(SO_4)_3 + 5\,H_2O$$

$$2\,KMnO_4 + 8\,H_2SO_4 + 10\,FeSO_4 \longrightarrow K_2SO_4 + 2\,MnSO_4 + 8\,H_2O + 5\,Fe_2(SO_4)_3$$

(d) ஆக்சாலிக் அமிலத்துடன் வினைபுரிந்து, அமிலத்தைக் கார்பன் டைஆக்சைடாக ஆக்சிஜனேற்றமடையச் செய்கிறது.

$$2\,KMnO_4 + 3\,H_2SO_4 \longrightarrow K_2SO_4 + 2\,MnSO_4 + 3\,H_2O + 5\,(O)$$

$$5(O) + 5\,H_2C_2O_4 \longrightarrow 5\,H_2O + 10\,CO_2$$

$$2\,KMnO_4 + 3\,H_2SO_4 + 5\,H_2C_2O_4 \longrightarrow K_2SO_4 + 2\,MnSO_4 + 8\,H_2O + 10\,CO_2\uparrow$$

(e) பொட்டாசியம் நைட்ரைட்டை நைட்ரேட்டாக ஆக்சிஜனேற்றம் அடையச் செய்கிறது.

$$2\,KMnO_4 + 3\,H_2SO_4 \longrightarrow K_2SO_4 + 2\,MnSO_4 + 3\,H_2O + 5\,(O)$$

$$5(O) + 5\,KNO_2 \longrightarrow 5\,KNO_3$$

$$2\,KMnO_4 + 3\,H_2SO_4 + 5\,KNO_2 \longrightarrow K_2SO_4 + 2\,MnSO_4 + 3\,H_2O + 5\,KNO_3$$

(f) பொட்டாசியம் அயோடைடுடன் வினைபட்டு அதை அயோடினாக மாற்றுகிறது.

$$2\,KMnO_4 + 3\,H_2SO_4 \longrightarrow K_2SO_4 + 2\,MnSO_4 + 3\,H_2O + 5\,(O)$$

$$10\,KI + 5\,H_2SO_4 + 5(O) \longrightarrow 5\,K_2SO_4 + 5I_2 + 5\,H_2O$$

$$2\,KMnO_4 + 10\,KI + 8\,H_2SO_4 \longrightarrow 6\,K_2SO_4 \; 2\,MnSO_4 + 5I_2 + 8\,H_2O$$

— இவ் வினைகள் எல்லாவற்றிலும் பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட் நிறமற்ற மாங்கனீஸ் (Mn^{+2}), மற்றும் பொட்டாசியம் சல்ஃபேட்டுகளாக ஒடுக்கப்படுகிறது.

பயன்கள்

(1) ஹைட்ரஜன் பெரக்சைடு, ஆக்சாலிக் அமிலம், ஃபெரஸ் சல்ஃபேட் ஆகியவற்றின் அளவுகளைப் பருமனறி பகுப்பு முறையில் நிர்ணயிக்க உதவுகிறது; (2) சோதனைச் சாலையில் வினைப் பொருளாகப் பயன்படுகிறது; (3) நீரைத் தூய்மைப்படுத்தவும், நிறம் நீக்கியாகவும் பயன் படுகிறது; (4) சாயத் தொழிலிலும், கிருமி நாசினியாகவும், தொற்றுநோய் நீக்கியாகவும் இது பயனாகிறது.

பொட்டாசியம் டைகுரோமேட் ($K_2Cr_2O_7$)

இது வாணிபத்தில் பயன்படும் மிகவும் முக்கியமான சேர்மமாகும். இதைக் கீழ்க்கண்ட முறைகளில் தயாரிக்கலாம்.

தயாரிக்கும் முறை

(I) சோடியம் கார்பனேட், குரோமைட் (Chromiron stone, Feo, Cr_2O_3), சுட்ட சுண்ணம்பு (Cao) ஆகிய மூன்றையும்

ஓர் எதிர் வெப்ப உலையில் (reverberatory furance) காற்றின் முன்னிலையில் நன்கு சூடு படுத்தவேண்டும். சுட்ட சுண்ணாம்பு வினைபடும் பொருள்களை ஆக்சிஜனேற்றத்திற்குத் தக்கவாறு நுண் துளைகள் உள்ளதாகச் செய்கிறது.

$$2\,FeO \cdot Cr_2O_3 + (O) \longrightarrow Fe_2O_3 + 2\,Cr_2O_3$$

$$[2\,Na_2CO_3 + Cr_2O_3 + 3(O) \longrightarrow 2\,Na_2CrO_4 + 2\,CO_2] \times 2$$

$$2\,FeO \cdot Cr_2O_3 + 4\,Na_2CO_3 + 7(O) \longrightarrow Fe_2O_3 + 4\,Na_2CrO_4 + 4\,CO_2 \uparrow$$

இவற்றைக் குளிர்ச்சியடையச் செய்து, உருக்கிக் கிடைத்ததை நீரில் கரைக்க வேண்டும். சோடியம் குரோமேட் மட்டும் நீரில் கரைகிறது. கரையாத மற்ற பொருள்களை வடிகட்டி நீக்கி விடவேண்டும். கிடைக்கும் வடிநீரைக் கொதிக்க வைத்து அடர்ப்பிக்க வேண்டும். சூடான, அடர்கரைசல் அடர் சல்ஃபூரிக் அமிலத்துடன் சேர்க்கப்படுகிறது. கரைசலைக் குளிர்ச்சி அடைய செய்தால் சோடியம் சல்ஃபேட், $NO_2SO_4 \cdot 10H_2O$. படிகங்களாகப் படிகிறது. பிறகு சோடியம் டைகுரோமேட் வீழ்படிவாகிறது.

$$2\,Na_2CrO_4 + H_2SO_4 \longrightarrow Na_2Cr_2O_7 + Na_2SO_4 + H_2O$$

சோடியம் டைகுரோமேட்டை நீரில் கரைத்து அத்துடன் தேவையான அளவு சூடான, அடர் பொட்டாசியம் குளோரைடுக் கரைசலைச் சேர்க்கவேண்டும்.

$$Na_2Cr_2O_7 + 2\,KCl \longrightarrow K_2Cr_2O_7 + 2\,NaCl$$

கரைசலைக் குளிர்ச்சியடையச் செய்தால், சிவப்பு ஆரஞ்சு நிறப் பொட்டாசியம் டைகுரோமேட் படிகங்கள் உண்டாகின்றன. இது சோடியக் குளோரைடைவிடக் குறைவாக நீரில் கரைவதால் முதலில் வீழ்படிவாகிறது.

இயற்பியல் பண்புகள்

பொட்டாசியம் டைகுரோமேட் ஆரஞ்சு சிவப்பு நிறப்படிக வடிவிலுள்ள திண்மம்; நீரில் கரைகிறது.

வேதிப்பண்புகள்

(1) வெப்பத்தின் செயல்: சூடுபடுத்தியவுடன் பொட்டாசியம் டைகுரோமேட் மஞ்சள் நிறப் பொட்டாசியம் குரோமேட்டாகவும், பச்சைநிறக் குரோமியம் ஆக்சைடாகவும் சிதைவடைந்து ஆக்ஸிஜனை வெளியேற்றுகிறது.

$$4\,K_2Cr_2O_7 \longrightarrow 4\,K_2CrO_4 + 2\,Cr_2O_3 + 3\,O_2\uparrow$$

(2) காரக்கரைசலுடன் வினை: பொட்டாசியம் ஹைட்ராக்சைடுடன் வினைபட்டுப் பொட்டாசியம் குரோமேட்டைத் தருகிறது.

$$K_2Cr_2O_7 + 2\,KOH \longrightarrow 2\,K_2CrO_4 + H_2O$$

(3) இது ஒரு சிறந்த ஆக்சிஜனேற்றியாகச் செயல்படுகிறது.

(a) ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்தைக் குளோரினாக ஆக்சிஜனேற்றமடையச் செய்கிறது.

$$K_2Cr_2O_7 + 14HCl \longrightarrow 2KCl + 2\,CrCl_3 + 7H_2O + 3Cl_2\uparrow$$

அமிலத்தின் முன்னிலையில் கீழ்க்கண்டவாறு பல சேர்மங்களை ஆக்சிஜனேற்றுகிறது:

(b) அமிலங்கலந்த பொட்டாசியம் டைகுரோமேட் கரைசல் வழியாக ஹைட்ரஜன் சல்ஃபைடைச் செலுத்தினால் மஞ்சள் நிற சல்ஃபர் வீழ்படிவாகிறது.

$$K_2Cr_2O_8 + 4\,H_2SO_4 \longrightarrow K_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + 4\,H_2O + 3[O]$$

$$3\,H_2s + 3(O) \longrightarrow 3\,H_2O + 3S$$

$$K_2Cr_2O_7 + 4\,H_2SO_4 + 3\,H_2S \longrightarrow K_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + 7H_2O + 3S\downarrow$$

(c) ஃபெரஸ் சல்ஃபேட்டை ஃபெரிக் சல்ஃபேட்டாக ஆக்சிஜனேற்றமடையச் செய்கிறது.

$$K_2Cr_2O_4 + 4\,H_2SO_4 \longrightarrow K_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3\ 4\,H_2O + 3(O)$$

$$6\,FeSO_4 + 3\,H_2SO_4 + 3[O] \longrightarrow 3\,Fe_2(SO_4)_2 + 3\,H_2O$$

$$K_2CrO_7 + 6\,FeSO_4 + 7\,H_2SO_4 \longrightarrow K_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + 3Fe_2(SO_4)_3 + 7H_2O$$

இவ் வினையைக் கீழ்க்கண்ட அயனிச் சமன்பாட்டின் மூலமும் விளக்கலாம்:

$$Cr_2O_7^{--} + 14\,H^+ + 6\,Fe^{++} \longrightarrow 6\,Fe^{+++} + 2\,Cr^{+++} + 7\,H_2O$$

(d) சல்ஃபர் டைஆக்சைடு சல்ஃபூரிக் அமிலமாக ஆக்சிஜனேற்றமடைகிறது.

$$K_2Cr_2O_7 + 4\,H_2SO_4 \longrightarrow K_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + 4\,H_2O + 3\,(O)$$

$$3(O) + 3\,SO_2 \longrightarrow 3\,SO_3$$

$$3SO_3 + 3\,H_2O \longrightarrow 3\,H_2SO_4$$

$$K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4\ 3SO_2 \longrightarrow K_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + H_2O$$

(e) பொட்டாசியம் அயோடைடு அயோடினாக ஆக்சிஜனேற்றம் அடைகிறது.

$$K_2Cr_2O_7 + 7H_2SO_4 + 6\,KI \longrightarrow 4\,K_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_2 + H_2O$$

இவ் வினையைக் கீழ்க்கண்டவாறு அயனிச்சமன்பாட்டின் மூலமும் விளக்கலாம்:

$$Cr_2O_7^{--} + 14\,H^+ + 6\,I^- \longrightarrow Cr^{3+} + 3\,I_2 + 7H_2O$$

மேற்கூறிய எல்லா வினைகளிலும் சிவப்பு ஆரஞ்சு நிற டைகுரோமேட் பச்சை நிற குரோமிக் (Cr^{+3}) உப்புகளாக ஒடுக்கமடைகிறது.

பயன்கள்

(1) தோல் பதனிடவும், சாயத் தொழிலிலும் இது பயனாகிறது; (2) அச்சுத் தொழிலிலும், குரோமிய முலாம் பூசவும் இது பெரிதும் உதவுகிறது; (3) சோதனைச்சாலையில் பருமனறி பகுப்பில் ஆக்சிஜனேற்றியாகவும், வினைப்பொருளாகவும் பயன்படுகிறது; (4) குரோமியச் சேர்மங்கள் தயாரிக்கவும் இது பயன்படுகிறது.

பொட்டாசியம் குளோரேட் ($KClO_3$)

இஃது ஒரு சிறந்த ஆக்சிஜனேற்றியாகும்.

தயாரிக்கும் முறைகள்

(1) சூடான, அடர் பொட்டாசியம் ஹைட்ராக்சைடு கரைசலின்மூலம் குளோரினைச் செலுத்தி இச் சேர்மம் தயாரிக்கப்படுகிறது.

$$3\,Cl_2 + 6\,KOH \longrightarrow 5KCl + KClO_3 + 3\,H_2O$$

(2) அடர் சுண்ணும்பு நீர்க் கரைசல் வழியாகக் குளோரினைச்செலுத்திஞல் கால்சியம் குளோரேட் உண்டாகிறது.

$$6\,Cl_2 + 6\,Ca(OH)_2 \longrightarrow 5\,CaCl_2 + Ca(ClO_3)_2 + 6\,H_2O$$

கால்சியம் குளோரேட்டைப் பொட்டாசியம் குளோரைடுடன் சேர்த்து வினைபடுத்த, பொட்டாசியம் குளோரேட் கிடைக்கிறது.

$$Ca(ClO_3)_2 + 2\,KCl \longrightarrow CaCl_2 + 2\,KClO_3 \dagger$$

பொட்டாசியம் குளோரேட் மிகக்குறைந்தஅளவே கரைவதால், இச் சேர்மத்தை வடிகட்டிப் பிரிக்கலாம்.

(3) தற்போது சூடான பொட்டாசியம் குளோரைடுக் கரைசலை மின்ஞற்பகுத்து, பொட்டாசியம் குளோரேட் தயாரிக்கப்படுகிறது.இவ்வினையின்போது பொட்டாசியம் குளோரேட் ஒடுக்கப்படலாம். இதைத் தடுப்பதற்காகப் பொட்டாசியம் குளோரைடுக் கரைசலுடன் பொட்டாசியம்டைகுரோமேட் சிறிதளவு சேர்க்கப்படுகிறது. கரைசலின் மூலம் மின்சாரம் செல்லும் போது எதிர்மின் முனையில் பொட்டாசியம் ஹைட்ராக்சைடு உண்டாகிறது. நேர் மின்முனையில் குளோரின் வாயு உண்டாகிறது. பொட்டாசியம் ஹைட்ராக்சைடும், குளோரினும் வினைப்பட்டு மேற்கூறியபடி பொட்டாசியம் குளோரேட் உண்டாகிறது.

இயற்பியல் பண்புகள்

பொட்டாசியம் குளோரைட் நிறமற்ற திண்மம்; மிகவும் நிலையானது. நீரில் நன்கு கரையும்.

வேதிப்பண்புகள்

(1) பொட்டாசியம் குளோரேட்டைச் சூடுபடுத்தியவுடன் பொட்டாசியம் பெர்குளோரேட் முதலில் உண்டாகிறது. அதிக வெப்பநிலையில் பெர்குளோரேட், பொட்டாசியம் குளோரைடாகவும், ஆக்சிஜனுகவும் சிதைவடைகிறது.

$$4\,KClO_3 \longrightarrow 3\,KClO_4 + KCl$$

$$KClO_4 \longrightarrow KCl + 2O_2\uparrow$$

இவ்வினை மங்கனீச டைஆக்சைடால் ஊக்குவிக்கப்படுகிறது.

(2) நீர்த்த சல்ஃபூரிக் அமிலத்துடன் வினைபட்டுக் குளோரிக் அமிலத்தை உண்டாக்குகிறது.

$$KClO_3 + H_2SO_4 \longrightarrow KHSO_4 + HClO_3$$

(3) அடர் சல்ஃபூரிக் அமிலத்துடன் வினைபட்டுக் குளோரின் டைஆக்சைடு வாயுவை வெளியேற்றுகிறது. இவ்வாயு பெருத்த வெடிச்சத்தத்துடன் தோன்றுகிறது.

$$3\,KClO_3 + 3\,H_2SO_4 \longrightarrow 3KHSO_4 + HClO_4 + 2\,ClO_2\uparrow + H_2O$$

(4) பொட்டாசியம் குளோரைட், அடர்ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலத்துடன் வினைபட்டுக் குளோரின் மற்றும் குளோரின் டைஆக்சைடு இரண்டும் கலந்த ஒரு கலவையை உண்டாக்குகிறது.

$$2\,KClO_3\;4\,HCl \longrightarrow 2\,KCl + \underbrace{2\,ClO_2 + Cl_2}_{\text{euchlorine}} + 2\,H_2O$$

(5) பொட்டாசியம் குளோரேட், சர்க்கரை கலந்த கலவையுடன் ஒரு சொட்டு அடர் சல்ஃபூரிக் அமிலத்தைச் சேர்த்தால், கல்வை தீப்பற்றி எரிந்து குளோரின் டைஆக்சைடை உண்டாக்குகிறது.

பயன்கள்

(i) தீக்குச்சிகள் தயாரிக்கவும், வெடிமருந்துகள் தயாரிக்கவும் பயனுகிறது. (ii) பெர்குளோரேட்டுகள், ஆக்சிஜன் ஆகியவற்றைத் தயாரிக்கவும் பயன்படுகிறது. (iii) நெஞ்சுப் புண்ணை ஆற்ற இதன் கரைசலை வாயில் இட்டுக் கொப்புளிக்க வேண்டும்.

மக்னீசியம் (Mg)

கிடைக்கும் விதம்

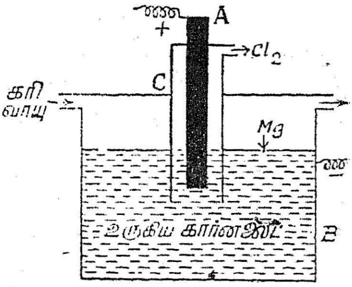
மக்னீசியம் மிக்க வீரியமுள்ள உலோகமாதலால், தனிம நிலையில் இயற்கையில் கிடைப்பதில்லை. இதனுடைய முக்கியமான சேர்மங்கள் பின்வருமாறு :

மாக்னசைட்(mangnesite)—$MgCO_3$
டோலமைட் (dolomite)—$MgCO_3$ $CaCO_3$
கார்னலைட் (carnallite)—$KCl.$ $MgCl_2$ $6H_2O$
எப்சம் உப்பு (Epsom salt)—$MgSO_4$ $7H_2O$

பிரித்தெடுத்தல்

மக்னீசியம் இருமுறைகளில் பிரித்தெடுக்கப்படுகிறது.

(1) கார்னலைட்டை மின்னாற்பகுத்தல்: கார்னலைட் முதலில் ஹைட்ரஜன் குளோரைடு முன்னிலையில் காற்றுடன் சூடுபடுத்தப்படுகிறது. தாதுவிலுள்ள நீர் மூலக் கூறுகள் வெளியாகி, நீரற்ற தாது கிடைக்கிறது. ஹைட்ரஜன் குளோரைடு பயன்படுத்தாவிடில் கார்னலைட்டை உருக்கி, அதை ஓர் இரும்புத் தொட்டியில் எடுத்துக் கொள்ள வேண்டும். இரும்புத் தொட்டி எதிர் மின் முனையாகச் செயல்படுகிறது. மக்னீசியம் குளோரைடின் உருகு நிலையைக் குறைப்பதற்காக அத்துடன் சோடியம், பொட்டாசியம் இவற்றின் குளோரைடுகளைச் சேர்க்க வேண்டும். தொட்டியின் நடுவில் ஒரு கார்பன் தண்டு எடுத்துக்கொள்ளப்படுகிறது. இது நேர் மின்முனையாக உள்ளது. இரண்டு மின் முனைகளுக்கும் நடுவில் பொருத்தப் பட்டுள்ள பீங்கான் உறை இவ் வினையின்போது உண்டாகும் குளோரினும், மக்னீசியமும் வினை புரியாதவாறு பாதுகாக்கிறது. இக் கலத்திலுள்ள காற்றை வெளியேற்றியபிறகு மின்சாரத்தைச் செலுத்த வேண்டும்.



படம் 64.
மக்னீசியம் பிரித்தெடுக்கும் முறை

இவ்வினையின்போது மக்னீசியம் எதிர் மின்முனையில் உண்டாகிறது. இது மின்பகு பொருளைவிட இலேசாக இருப்பதால் அதன் மேலே மிதக்கிறது. மேலே மிதக்கும் உலோகம் காற்றிலுள்ள ஆக்சிஜனுடன் வினைபடுவதால், உருகிய கார்னலைட்டின் மேலுள்ள காற்று கரிவாயு போன்ற மந்த வாயுவைச்செலுத்தி நீக்கப்படுகிறது. இதனால் மக்னீசியத்திற்குக் காற்றிலுள்ள ஆக்சிஜனுடன் கூடும் வாய்ப்பில்லை. மக்னீசியம்

எதிர்மின்முனையிலும், குளோரின் நேர்மின் முனையிலும் கிடைக்கிறது. நேர்மின் முனையில் உண்டாகும் குளோரின் அதற்கென உள்ள குழாய் மூலம் வெளிச்சென்றுவிடுகிறது.

$$MgCl_2 \longrightarrow Mg^{++} + 2Cl^-$$

எதிர் மின்முனையில் : $Mg^{++} + 2e^- \longrightarrow Mg$

நேர் மின்முனையில் : $2\,Cl^- - 2e^- \longrightarrow 2Cl \rightarrow Cl_2$

(2) டௌ கடல் நீர் முறை (Dow Sea-water process): கடல் நீரில் மக்னீசியம் பெருமளவில் உள்ளது. கடல் நீர் அடர்ப்பிக்கப்படுகிறது. மிகக்குறைவாகக் கரையும் சோடியம் குளோரைடு போன்ற உப்புகள் வடிகட்டி நீக்கப்படுகின்றன. இவ்விதம் கிடைக்கும் கரைசல் சுண்ணும்பு நீருடன் சேர்க்கப்படுகிறது. மக்னீசியம் ஹைட்ராக்சைடு வீழ்படிவாகிறது. பிறகு மக்னீசியம் ஹைட்ராக்சைடு ஹைட்ரஜன் குளோரைடுடன் வினைபடுத்தப்பட்டு மக்னீசியம் குளோரைடு உண்டாகிறது. கிடைக்கும் மக்னீசியம் குளோரைடிலிருந்து நீர் நீக்கப்படுகிறது. பிறகு இதை மின்னாற்பகுத்தால், மக்னீசியம் எதிர் முனையில் கிடைக்கிறது.

$$MgCl_2 + Ca(OH)_2 \longrightarrow Mg(OH)_2 \downarrow + CaCl_2$$

$$Mg(OH)_2 + 2\,HCl \longrightarrow MgCl_2 + 2\,H_2O$$

$$MgCl_2 \xrightarrow{\text{மின்சாரம்}} Mg + Cl_2 \uparrow$$

இயற்பியல் பண்புகள்

இவ் உலோகம் வெள்ளியைப் போன்ற வெண்மையான பளபளப்பான உலோகம். இது மிகவும் இலேசானது. இதைக் கம்பியாகவும், தகடாகவும், நாடாவாகவும் மாற்றலாம். இது வெப்பத்தையும், மின்சாரத்தையும் நன்கு கடத்துகிறது. இதன் ஒப்பு அடர்த்தி 1.74, உருகுநிலை 650°C.

வேதிப் பண்புகள்

(1) **அலோகங்களுடன் வினை** : மக்னீசியம் காற்றில் மிகப்பிரகாசமான கண்ணைப்பறிக்கும் வெண்ணிறச் சுடருடன் எரிந்து, காற்றிலுள்ள ஆக்சிஜனுடனும், நைட்ரஜனும் கூடுகிறது. மக்னீசியம் ஆக்சைடும், மக்னீசியம் நைட்ரைடும் உண்டாகின்றன.

$$2\,Mg + O_2 \longrightarrow 2\,MgO$$

$$3\,Mg + N_2 \longrightarrow Mg_3N_2$$

சூடுபடுத்தப்பட்ட மக்னீசியம், குளோரின், சல்ஃபர் போன்ற அலோகங்களுடன் வினைபட்டு முறையே மக்னீசியம் குளோரைடு, மக்னீசியம் சல்ஃபைடு ஆகிய இரு சேர்மங்களைத் தருகிறது.

$$Mg + Cl_2 \longrightarrow MgCl_2$$

$$Mg + S \longrightarrow MgS$$

(2) நீராவியுடன் வினை : மக்னீசியம் நீராவியைச் சிதைத்து ஹைட்ரஜனைக் கொடுக்கிறது.

$$Mg + H_2O \longrightarrow MgO + H_2$$

(3) ஆக்சிஜன் ஒடுக்கப் பண்பு : மக்னீசியம் ஆக்சிஜனிடம் அதிக நாட்டம் கொண்டுள்ளது. எனவே, பல உலோக ஆக்சைடுகளை உலோகங்களாக ஒடுக்குகிறது.

$$2Mg + Na_2O \longrightarrow MgO + 2Na$$

பல அலோக ஆக்சைடுகளையும் ஒடுக்குகிறது.

$$2Mg + CO_2 \longrightarrow 2MgO + C$$

$$2Mg + SO_2 \longrightarrow 2MgO + S$$

(4) நீர்த்த அமிலங்களுடன் வினை : நீர்த்த HCl, H_2SO_4 அமிலங்களுடன் வினைபட்டு ஹைட்ரஜனை வெளியேற்றுகிறது.

$$Mg + 2HCl \longrightarrow MgCl_2 + H_2 \uparrow$$

$$Mg + H_2SO_4 \longrightarrow MgSO_4 + H_2 \uparrow$$

மிக நீர்த்த நைட்ரிக் அமிலத்துடன் மக்னீசியம் மட்டும் தான் வினைபட்டு ஹைட்ரஜன் கொடுக்கும்.

$$Mg + 2HNO_3 \longrightarrow Mg(NO_3) + H_2 \uparrow$$

சாதாரண நீர்த்த நைட்ரிக் அமிலத்துடன் வினைபட்டு நைட்ரிக் ஆக்சைடை உண்டாக்குகிறது.

$$3Mg + 8HNO_3 \longrightarrow 3Mg(NO_3)_2 + 2NO + 4H_2O$$

(5) அடர் நைட்ரிக் அமிலத்துடன் வினைபட்டு நைட்ரஜன் பெராக்சைடை வெளியேற்றுகிறது.

$$Mg + 4HNO_3 \longrightarrow Mg(NO_3)_2 + 2NO_2 \uparrow + 2H_2O$$

(6) அடர்சல்ஃபூரிக் அமிலத்துடன் வினைபுரிந்து சல்ஃபர் டை ஆக்சைடைத் தோற்றுவிக்கிறது.

$$Mg + 2H_2SO_4 \longrightarrow MgSO_4 + 2H_2O + SO_2 \uparrow$$

(7) சிலிக்கன் டைஆக்சைடைச் சிலிக்கனாக ஒடுக்குகிறது

$$2Mg + SiO_2 \longrightarrow 2MgO + Si$$

(8) காரங்களுடன் மக்னீசியம் வினைபடுவதில்லை.

உலோகக் கலவைகள்

மக்னீசியம் மற்ற உலோகங்களுடன் வினைபட்டுப் பல உலோகக் கலவைகளை உண்டாக்குகிறது. கீழ்க்கண்ட உலோகக்கலவைகள் உண்டாகின்றன :

மக்னலியம் (Magnalium)—(Al, Mg)

எலெக்ட்ரான் (Electron)—(Mg, Cu, Zn)

டியுரலுமின் (Duralumin)—(Mg, Mn, Al and Cu)

இவ் வுலோகக்கலவைகள் இலேசானவைகளாக இருந்த போதிலும் மிகவும் உறுதி வாய்ந்தவை. வான ஊர்தியின் பாகங்கள், இயற்பியல் வேதித்தராசுகள், ஒளிப்பட பல்புகள் (flash bulbs), கருவிகள் ஆகியவற்றைத் தயாரிக்க இவை பயன்படுகின்றன.

மக்னீசியத்தின் பயன்கள்

(1) இருளில் புகைப்படம் பிடிக்க உதவும் விளக்குகளிலும் (flash bulls), மத்தாப்பு, வாணம் போன்றவைகள் தயாரிக்கவும் இது பயனாகிறது; (2) சிலிக்கன் பிரித்தெடுக்கப் பயன்படுகிறது; (3) அங்ககச் சேர்மங்களின் தொகுப்பு வினைகளில் பயன்படும் க்ருக்னார்டு வினைபொருளைத் (Grignard reagent) தயாரிக்க உதவுகிறது. (4) பேதி உப்பு தயாரிக்கப் பயன்படுகிறது.

அலுமினியம் (Al)

வரலாறு

1886ஆம் ஆண்டு சார்லஸ் மார்ட்டின் ஹால் (Charles Martin Hall) என்ற இளம் விஞ்ஞானி அலுமினியத்தைக் கண்டுபிடித்தார். இவர் இவ் உலோகத்தைப் பாக்சைட் தாதுவிலிருந்து பிரித்தெடுக்கும் முறையை வெளியிட்டார். அதே ஆண்டு பிரான்சு நாட்டு இளைஞர் ஹீராவுல்ட் (Heroult) என்பவரும் இதே முறையைத் தனியாகக் கண்டுபிடித்தார்.

தோன்றும் விதம்

அலுமினியம் மிக்க வீரியம் வாய்ந்த தனிமமாதலால் இயற்கையில் தனிம நிலையில் கிடைப்பதில்லை. பூமியின் மேற்பரப்பில் பெருமளவில் கிடைக்கிறது. களிமண், கயோலின், மைக்கா, ஃபெல்ஸ்பார் ஆகிய அலுமினிய சிலிகேட்டுகள் இயற்கையில் காணப்படுகின்றன. இதன் முக்கியத் தாதுக்கள் பின்வருமாறு:

(1) பாக்சைட் (bauxite) —$Al_2 O_2$. $2H_2O$

(2) கோரண்டம் (Corundum)—$Al_2 O_3$

(3) கிரியோலைட் (Cryolite)-$Na_3 Al F_3$ அல்லது 3 NaF. AlF_3

(4) கயோலின் (வெண்களிமண்) } (Kaolin)—$Al_2 O_3$. 2 SiO_2.$2H_2O$

பிரான்ஸ், தென் அமெரிக்கா, அயர்லாந்து, இந்தியா ஆகிய நாடுகளில் பாக்சைட் தாது கிடைக்கிறது. தமிழ் நாட்டில் சேலம் மாவட்டத்திலுள்ள சேர்வராயன் மலைப் பகுதியில் இத் தாது கிடைக்கிறது.

அலுமினியத்தைப் பிரித்தெடுத்தல்

அலுமினியம் பாக்சைட் தாதுவிலிருந்து ஹால் முறையில் (Hall Process) பிரித்தெடுக்கப்படுகிறது. இயற்கையில் கிடைக்கும் பாக்சைட் தாதுவில், ஃபெரிக் ஆக்சைடு, சிலிக்கா போன்ற மாசுகள் கலந்துள்ளன. முதலில் இவை நீக்கப்படவேண்டும்.

அலுமினியத்தைப் பிரித்தெடுப்பது இருபடிகளில் (Steps) நடக்கிறது. (1) பாக்சைட் தாதுவைத் தூய்மைப்படுத்தல்; (2) அலுமினா அல்லது அலுமினியம் ஆக்சைடை மின்பகு முறையில் ஒடுக்குதல்.

(1) பாக்சைட் தாதுவைத் தூய்மைப்படுத்தல் (பேயர் முறை): பாக்சைட்டை நன்கு தூளாக்கி, அடர் சோடியம் ஹைட்ராக்சைடுக் கரைசலுடன் சேர்த்து அதிக அழுத்தத்தில் 150°C வரைச் சூடுபடுத்த வேண்டும். தாதுவிலுள்ள அலுமினியம் ஆக்சைடு மட்டும் கரைந்து சோடியம் மெட்டா அலுமினேட்டை உண்டாக்குகிறது. சோடியம் மெட்டா அலுமினேட் ($NaAlO_2$) கரைசலில் கரைந்தும், மாசுகள் கரையாமல் அடியில் தங்கியும் உள்ளன. இவற்றை வடிகட்டிப் பிரித்து விடலாம்.

$$Al_2O_3 \cdot 2H_2O + 2NaOH \longrightarrow 2NaAlO^2 + 3\ H_2O$$

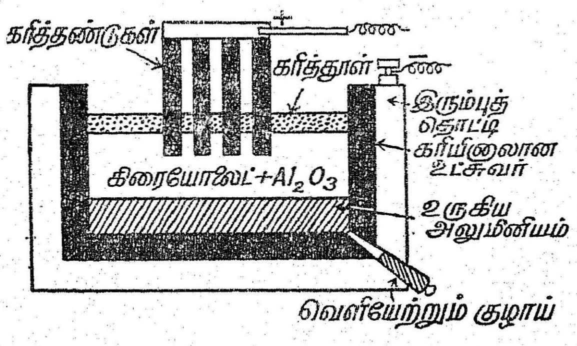
ஃபெரிக் ஆக்சைடு, மண், டைட்டேனியம் டைஆக்சைடு போன்ற மாசுகளை நீக்கியபின் கிடைக்கும் வடிநீரிலுள்ள சோடியம் அலுமினேட்டுடன் மிகையான நீர் சேர்த்து நன்ருகக் கலக்க வேண்டும். அப்பொழுது அலுமினியம் ஹைட்ராக்சைடு வெண்மையான வீழ்படிவாகப் படிகிறது.

$$NaAlO_2 + 2H_2O \longrightarrow Al(OH)_3 \downarrow + NaOH$$

இவ் வீழ்படிவை வடிகட்டி எடுத்துக் கழுவி, உலர்த்திச் சூடுபடுத்திஞல், தூய அலுமினியம் ஆக்சைடு கிடைக்கிறது.

$$2Al(OH)_3 \longrightarrow Al_2O_3 + 3H_2O$$

(2) தூய்மையான அலுமிறுவை (Al_2O_3) மின்பகுமுறையில் ஒடுக்குதல்: அலுமினியம் ஆக்சைடு உயர்ந்த வெப்ப நிலையில் உருகுகிறது. இதஞல் உருகிய க்ரியோலைட்டில் பாக்சைட்டை கரைக்கவேண்டும். இக் கலவையை உட்பக்கம் கார்பன் பூசப்பட்ட இரும்புத்தொட்டியில் எடுத்துக்கொள்ள வேண்டும்.



படம் 65.

அலுமினியம் பிரித்தெடுக்கும் முறை

இரும்புத் தொட்டி எதிர்மின் முனையாகச் செயல்படுகிறது. இரும்புத் தொட்டியினுள் அமிழ்த்தப்பட்டுள்ள கிராஃபைட் தண்டுகள் நேர்மின் முனையாக உள்ளன, இவற்றின் மூலம் 800-900° C வெப்பநிலையில் மின்சாரத்தைச் செலுத்தும்போது பாக்சைட் மின்பகுப்புற்று அலுமினியமும், ஆக்சிஜனும் உண்டாகின்றன. மின்முனைகளில் பின்கண்ட வினைகள் நிகழ்கின்றன:

$$Al_2O_3 \rightleftharpoons 2Al^{+++} + 3O^{--}$$

நேர் மின்முனையில்: $O^{--} \xrightarrow{-2e^-} O^\circ$

$$2O^\circ \longrightarrow O_2$$

எதிர் மின்முனையில்: $Al^{+++} + 3e^- \longrightarrow Al^\circ$

எதிர்மின் முனையில் உண்டாகும் அலுமினியம் இரும்புத் தொட்டியின் அடியில் படிகிறது. நேர்மின் முனையில் வெளியாகும் ஆக்சிஜன் கிராஃபைட் நேர்மின் முனைகளுடன் வினைபட்டுக் கார்பன் மோனாக்சைடை உண்டாக்குகிறது. இங்குள்ள அதிக வெப்பநிலையே இதற்குக் காரணமாகும், இதனால் கிராஃபைட் தண்டுகளை அடிக்கடி புதிப்பிக்க வேண்டும். ஆக்சிஜன் கிராஃபைட் தண்டுகளை அதிகமாகப் பாதிக்காமலிருப்பதற்காக மின்பகு பொருளின்மீது கார்பன்தூள் தூவப்பட்டிருக்கிறது. இம் முறையில் கிடைக்கும் அலுமினியம் 99% தூய்மையானதாக உள்ளது.

இயற்பியல் பண்புகள்

அலுமினியம் வெள்ளியைப் போன்ற பளபளப்பான வெண்ணிற உலோகம்; இது மிகவும் இலேசானது. இதைத் தகடுகளாகவும், கம்பியாகவும் மாற்றலாம். வெப்பம், மின்சாரம் இவற்றை நன்கு கடத்துகிறது. இதன் ஒப்பு அடர்த்தி 2·75% உருகுநிலை 660°C. கொதி நிலை 1800°C.

வேதிப் பண்புகள்

(1) ஆக்சிஜனுடன் வினை: அலுமினியம் 800° வெப்பநிலையில் காற்றில் எரிந்து ஆக்சிஜனுடனும், நைட்ரஜனுடனும் வினைபுரிகிறது. இவ் வினைகளின்போது மிகுதியான வெப்பம், ஒளி இவை உண்டாகின்றன. அலுமினியம் ஆக்சைடும், அலுமினியம் நைட்ரைடும் உண்டாகின்றன,

$$4Al + 3O_2 \longrightarrow 2Al_2O_3 + 772 \text{ கி. கலோரிகள்}$$

$$2Al + N_2 \longrightarrow 2AlN$$

இவ் வினைவெப்பம் உமிழும் (exothermic) வினையாக இருப்பதாலும், இவ் உலோகத்திற்கு ஆக்சிஜனிடம் அதிக நாட்டமுள்ளதாலும், அலுமினியத்தை, அயர்ன், மாங்கனீஸ், குரோமியம் போன்ற உலோகங்களின் ஆக்சைடுகளை ஒடுக்கப் பயன்படுத்தலாம்.

$$FeO_3 + 2Al \longrightarrow Al_2O_3 + 2Fe$$

$$3MnO_2 + 4Al \longrightarrow 2Al_2O_3 + 3Mn$$

$$Cr_2O + 2Al \longrightarrow Al_2O_3 + 2Cr$$

(2) அமிலங்களுடன் வினை : நீர்த்த ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலம் அலுமினியத்துடன் வினைபட்டு ஹைட்ரஜனை வெளியேற்றுகிறது.

$$2Al + 6HCl \longrightarrow 2AlCl_3 + 3H_2 \uparrow$$

நீர்த்த சல்ஃபூரிக் அமிலத்துடன் இவ் உலோகம் வினைபடுவதில்லை. அடர் சல்ஃபூரிக் அமிலத்துடன் வினைபட்டு சல்ஃபர் டைஆக்சைடை உண்டாக்குகிறது.

$$2Al + 6H_2SO_4 \longrightarrow Al_2(SO_4)_3 + 6H_2O + 3SO_2 \uparrow$$

நைட்ரிக் அமிலத்தில் இவ் வுலோகம் செயலறு நிலையை (Passive) அடைகிறது.

(3) காரங்களுடன் வினை : எரிகாரக் கரைசல்களில் இவ் உலோகம் எளிதில் கரைந்து ஹைட்ரஜனை வெளியேற்றுகிறது.

$$2Al + 6\,NaOH \longrightarrow 2Na_3AlO_3 + 3\,H_2 \uparrow$$

சோடியம் அலுமினேட்

(4) நீருடன் வினை : தூய நீரினுல் இவ் வுலோகம் பாதிக்கப்படுவதில்லை. ஆனுல், தூய்மையற்ற உலோகம் நீராவியுடன் வினைபட்டு ஹைட்ரஜனை வெளியேற்றுகிறது. இக் காரணத்திஞல் கடல் நீர் அலுமினியத்துடன் வினைபடுகிறது.

$$2Al + 3H_2O \longrightarrow Al_2O_3 + 3H_2 \uparrow$$

(5) குறைவான நேர்மின் தன்மையுள்ள உலோகங்களை அவற்றின் உப்புக் கரைசல்களிலிருந்து வெளியேற்றுகிறது.

$$3CuSO_4 + 2Al \longrightarrow Al_2(SO_4)_3 + 3Cu$$

$$3PbSO_4 + 2Al \longrightarrow Al_2(SO_4)_3 + 3Pb$$

பயன்கள்

(1) வெப்பம், மின்சாரம் இவற்றை எளிதில் கடத்துவதினுல், அலுமினியப் பாத்திரங்கள். கொதிகலன்கள், மின் கம்பிகள், அறுவைச் சிகிச்சைக் கருவிகள் போன்றவை தயாரிக்கப் பயனுகிறது. (2) மிக மெல்லிய அலுமினியத் தகடுகள், மிட்டாய், சிகரெட், மருந்துகள் ஆகியவற்றிற்கு

உறையாகப் பயன்படுகின்றன. (3) அலுமினியத்தூள் பெயிண்ட் தயாரிக்கவும், வெடிமருந்து தயாரிக்கவும் பயனுகிறது. (4) குரோமியம், டங்ஸ்டன் போன்ற உலோகங்களைப் பிரித்தெடுக்க உதவுகிறது (alumino thermite process). (5) டைனமோக்களில் பயன்படும் கம்பிச்சுருள்களையும், டெலஸ்கோப்பில் உள்ள கண்ணுடிகளைத் தயாரிக்கவும் பயனுகிறது.

உலோகக் கலவைகள்

அலுமினியம், மக்னீசியத்தைப்போல் பல உலோகக் கலவைகளை உண்டாக்குகிறது. இவை யாவும் மிகவும் இலேசானதாகவும், உறுதி வாய்ந்தவையாகவும் இருக்கின்றன. அலுமினியத்தின் முக்கியமான உலோகக் கலவைகள்: மக்னலியம் (Mg, Al), டியுரலுமின் (Mn, Mg, Cu; Al), அலுமினிய வெண்கலம் (Cu, Al), வானவூர்தி, இரயில், கப்பல் ஆகியவற்றின் பாகங்களைச் செய்ய இவ் உலோகக் கலவைகள் பயனுகின்றன.

காப்பர் (Cu)

இவ் உலோகம் வெகுகாலமாகத் தெரிந்திருக்கிறது. இவ் உலோகத்தில் 33% அமெரிக்காவில் கிடைக்கிறது.

கிடைக்கும் விதம்

இவ் உலோகம் மிகச் சிறிய அளவில் தனிம நிலையில் இயற்கையில் காணப்படுகிறது. இது சேர்மநிலையில் பெருமளவில் பின்வரும் தாதுக்களாகக் கிடைக்கிறது:

1. குப்ரைட் — Cuprite —Cu_2O
2. மேலகைட் — Malachite —$CuCO_3$-$CuC(OH)_2$
3. காப்பர்பைரைட்ஸ்— Copper pyrites } $CuFeS_2$
4. காப்பர் கிளான்ஸ் — Copper gland } Cu_2S

பிரித்தெடுக்கும் முறைகள்

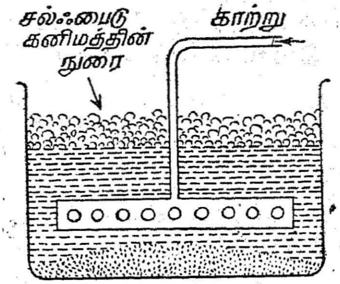
(1) ஆக்சைடு, கார்பனேட் தாதுக்களிலிருந்து தாமிரத்தைப் பிரித்தெடுத்தல்: வறுத்தல்: இத் தாதுக்களை நன்ருகப் பொடி செய்து காற்றில் வறுக்க வேண்டும். அப்போது கார்பனேட் சிதைவுற்று ஆக்சைடு உண்டாகிறது.

(ii) உருக்கிப் பிரித்தல் (Smelting) : வறுத்தெடுக்கப்பட்ட தாதுவைக் கல்கரியுடன் சேர்த்து உருக்கினால் காப்பர் ஆக்சைடு காப்பராக ஒடுக்கமடைகிறது.

$$CuO + C \longrightarrow Cu + CO \uparrow$$

சல்பைடு தாதுக்களிலிருந்து பிரித்தெடுத்தல்

(i) தாதுவை அடர்ப்பித்தல்: காப்பர் பைரைட், காப்பர் கிளான்ஸ் ஆகியவை காப்பரின் முக்கியமான தாதுக்களாகும். இத் தாதுவுடன் கலந்திருக்கும் கற்கள், மணல் போன்ற மாசுகளை நுரை மிதப்பு முறையில் (froth floatation process) நீக்கலாம். இம் முறையில் நன்ருகப் பொடி செய்த தாது ஒரு தொட்டியிலுள்ள சிறிது பைன் எண்ணெய் கலந்த நீருடன் சேர்த்து, காற்றைச் செலுத்தி நன்ருகக் கலக்கப் படுகிறது. அப்போது உண்டாகின்ற நுரை இலேசான உலோக தாதுப் பொருள்களைத் தன்னுடன் எடுத்துக்கொண்டு, மேலே மிதக்கின்றது. கனமான மாசுகள் நீருடன் கலந்து அடியில் தங்கிவிடுகின்றன. நுரையில்உள்ள தாதுப் பொருள்களை மேலிருந்து பிரித்து எடுத்து விடலாம். இவ் விதம் தாதுக்களை நுரையாக மிதக்க விட்டு அடர்ப்பிக்கும் முறைக்கு 'மிதக்கும் நுரை முறை' எனப்பெயர்.



படம் 66.
சல்ஃபைடு தாதுவை
அடர்ப்பித்தல்

(ii) வறுத்தல் : அடர்ப்பிக்கப்பட்ட தாதுவைக் காற்றுடன் கலந்து எதிர் வெப்ப உலையில் (reverberatory furnace) எடுத்து வறுக்கவேண்டும். இப்போது நீர் ஆவியாகி வெளிச்செல்கிறது. அதனால் தாது உலர்கிறது. சல்ஃபர், ஆர்சனிக், ஆன்டிமனி ஆகியவை ஆக்சிஜனேற்றமடைந்து எளிதில் ஆவியாகும் ஆக்சைடுகளை உண்டாக்குகின்றன. ஃபெரஸ் சல்ஃபைடு, ஃபெரஸ் ஆக்சைடாக ஆக்சிஜனேற்றமடைகிறது. ஓரளவு குப்ரஸ் சல்ஃபைடு குப்ரஸ் ஆக்சைடாக மாறுகிறது.

$$Cu_2S \cdot Fe_2S + 4O_2 \longrightarrow Cu_2S + 2FeO + 3\,SO_2 \uparrow$$

மற்றும், தாதுவிலிருந்து குப்ரஸ், ஃபெரஸ் சல்ஃபைடுகள் உண்டாகின்றன.

$$2CuFeS_2 + O_2 \longrightarrow Cu_2S + 2FeS + SO_2 \uparrow$$

(iii) உருக்கிப் பிரித்தல்: வறுக்கப்பட்ட தாதுவை மணல், கரி இவற்றுடன் சேர்த்து உயர் வெப்ப நிலையில், ஊது உலையில் (blast furnace) எடுத்துக்கொண்டு காற்றுடன் சேர்த்துச் சூடு படுத்தப்படுகிறது. இவ் உலை இரும்பாலானது. உட்பக்கம் வெப்பத்தைத் தாங்கக்கூடிய தீக்கற்களால் பக்கங்களில் கட்டப்பட்டுள்ளது, இவ் உலையில் ஃபெரஸ் சல்ஃபைடு, பெரஸ் ஆக்சைடாக ஆக்சிஜனேற்றமடைந்து, மணலுடன் (Silica) சேர்ந்து, ஃபெரஸ் சிலிக்கேட் என்னும் கசடாக (slag) மாறுகிறது. இங்கு சிலிக்கா இளக்கியாகச் செயல்படுகிறது. ஃபெரஸ் சல்ஃபைடில் ஒரு பகுதிதான் இவ்வாறு நீக்கப்படுகிறது. காப்பர் சல்ஃபைடு குப்ரஸ் ஆக்சைடாக மாற்றப்படுகிறது. இது ஃபெரஸ் சல்ஃபைடுடன் வினைபட்டு, குப்ரஸ் சல்ஃபைடையும், ஃபெரஸ் ஆக்சைடையும் தருகிறது.

$$2FeS + 3O_2 \longrightarrow 2FeO + 2SO_2 \uparrow$$

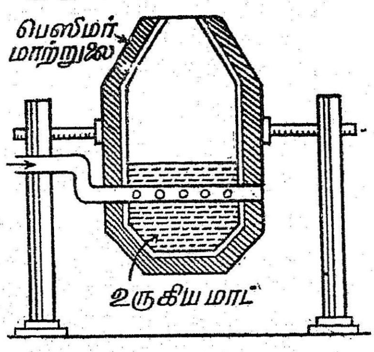
$$FeO + SiO_2 \longrightarrow FeSiO_3$$ (ஃபெரஸ் சிலிகேட்)

$$2Cu_2S + 3+ \longrightarrow 2Cu_2O + 2SO_2$$

$$Cu_2O + FeS \longrightarrow Cu_2S + FeO$$

இந்த உலோகக் கசடிற்கு அடியில் குப்ரஸ் சல்ஃபைடும் சிறிது ஃபெரஸ் சல்ஃபைடும் தங்கி விடுகின்றன. மேலே உள்ள கசடைப் பிரித்தபிறகு அடியில் உள்ள சல்ஃபைடு கலவை மேட்டி (matte) எனப்படுகிறது.

(iv) மேட்டியிலிருந்து கொப்புளத்தாமிரம் பெறுதல்: உருகிய



படம் 67.
பெஸிமர் மாற்று உலை

நிலையிலுள்ள மட்டியைப்படத்தில் காட்டியுள்ள பெஸிமர்மாற்று உலையில் (Bessemer converter) எடுத்துக் கொள்ளவேண்டும். இவ் உலை முட்டை வடிவமான எஃகுத் தகட்டினாலான உலை

யாகும் இதனுள் காற்றைச் செலுத்துவதற்குரிய குழாய்கள், இவ் உலையின் பக்கங்களில் உள்ளன. இதை எந் நிலையிலும் சாய்த்து வைக்கக்கூடிய முறையில் ஒரு தாங்கியில் உள்ள அச்சில் இவ் உலை பொருத்தப்பட்டுள்ளது. இவ் உலையில் எடுத்துக்கொண்ட மட்டியுடன் வேண்டிய அளவு சிலிக்காவைச் சேர்த்து உருகிய நிலையிலுள்ள மட்டியின் வழியாகக் காற்றை அதனுள் செலுத்த வேண்டும். மீதமுள்ள ∴பெரஸ்சல்ஃபைடு ஃபெரஸ் ஆக்சைடாக மாற்றப்படுகிறது. இவ்விதம் உண்டான ஃபெரஸ் ஆக்சைடு மணலுடன் சேர்ந்து ∴பெரஸ் சிலிகேட் மிதப்புக் கசடை உண்டாக்குகிறது. மேலே மிதக்கும் கசடை, உலையைச் சிறிது சாய்த்து வெளியே ஊற்றிவிடலாம். எஞ்சியிருக்கும் குப்ரஸ் சல்ஃபைடில் சிறிதளவு காற்றுடன் வினைபட்டுக் குப்ரஸ் ஆக்சைடாக மாறுகிறது.

$$2Cu_2S + 3O_2 \longrightarrow 2Cu_2O + 2SO_2$$

குப்ரஸ் ஆக்சைடு மீதமுள்ள குப்ரஸ் சல்ஃபைடுடன் வினைபட்டு தாமிர உலோகத்தைத் தருகிறது.

$$2Cu_2O + Cu_2S \longrightarrow 6Cu + SO_2\uparrow$$

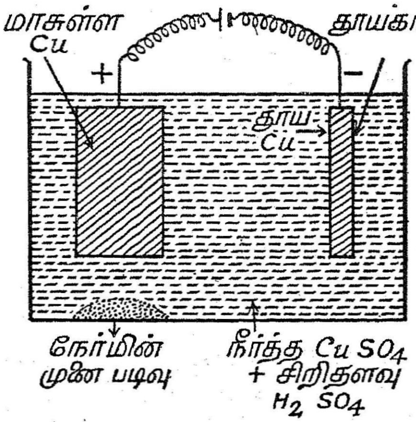
உருகிய நிலையிலுள்ள உலோகத்தில் சல்∴பர் கரைகிறது. இவ்விதம் மட்டி முழுவதும் காப்பராகிய பிறகு காற்று செலுத்துவதை நிறுத்திவிட்டு திரவ நிலையிலுள்ள காப்பரை வார்ப்படத் தொட்டிகளில் ஊற்றிக் குளிர்விக்க வேண்டும். காப்பர் குளிர்ந்து திண்மமாகும்போது, கரைந்திருக்கும் சல்ஃபர் டை ஆக்சைடு வாயு வெளியேறுகிறது. இதனால் முடிவில் கிடைக்கும் திண்ம காப்பரின் மேற்பரப்பில் நிறைய கொப்புளங்கள் உண்டாகின்றன. இத்தகைய காப்பருக்குக் கொப்புளக் காப்பர் எனப்பெயர் கொடுக்கப்படுகிறது.

(v) தாமிரத்தைத் தூய்மைப்படுத்தல்: கொப்புளக் காப்பர் (blister copper) கீழ்க்கண்ட முறைகளின் ஒன்றின் மூலம் தூய்மைப்படுத்தப்படுகிறது:

(a) உருகிய நிலையிலுள்ள கொப்புளத்தாமிரத்தை ஓர் உலையில் எடுத்துக்கொண்டு அதைப் பச்சைமரக் காம்புகளால் நன்கு கலக்க வேண்டும். அப்போது மரம் கருகி உண்டாகின்ற வாயு ஆக்சிஜன் ஒடுக்கம் செய்யக்கூடிய தன்மையுடையது. இதில் ஏதாவது காப்பர் ஆக்சைடு இருக்குமானால் அதை இவ் வாயு காப்பராக ஒடுக்கம் செய்கிறது.

(b) மின் பகுப்பு முறை: மேற்கண்ட முறையில் தயாரிக்கப்பட்ட காப்பரை மேலும் தூய்மைப்படுத்த மின்பகுப்பு முறை பயன்படுகிறது. இம் முறையில் ஒரு தொட்டியில் நீர்த்த

சல்ஃபூரிக் அமிலம் கலந்த காப்பர் சல்ஃபேட் கரைசல் எடுத்துக்கொள்ளப்படுகிறது. அதில் தூய்மையற்ற காப்பர் கட்டிகள் நேர் மின்முனையாகவும், தூய்மையான மெல்லிய



படம் 68.

காப்பரைத் தூய்மையாக்குதல்.

காப்பர்தகடுகள் எதிர்மின் முனையாகவும் அமைத்துக்கொள்ளப்படுகின்றன. இதன் வழியாக மின்சாரத்தைச் செலுத்தும்போது தூய்மையற்ற உலோகம் நேர் மின்முனையில் கரைந்து, தூய காப்பர் எதிர் மின்முனையில் படிகிறது. காப்பரில் உள்ள மாசுகள் நேர் மின்முனைக்கு அடியில் வீழ்படிவாகத் தங்குகின்றன. இம் முறையில் கிடைக்கும் காப்பர் 99·95% தூய்மையானது.

இயற்பியல் பண்புகள்

இது சிவப்பு நிறமுள்ள திண்ம உலோகம். இது எளிதில் தகடுகளாகவும், கம்பியாகவும் மாற்றப்படக் கூடியது. வெப்பம், மின்சாரம் இவற்றை எளிதில் கடத்தும். இதன் அடர்த்தி எண் 8·94. உருகுநிலை 1083° C. உருகு நிலைக்கு அருகில் உள்ள வெப்பநிலையில் இது பொரியும் தன்மை பெறுகிறது. இதன் கொதிநிலை மிக அதிகம். இது மற்ற உலோகங்களுடன் இணைந்து உலோகக் கலவைகளை உண்டாக்குகிறது.

வேதிப் பண்புகள்

(1) காற்றுடன் வினை : உலர்ந்த காற்று காப்பருடன் வினைபடுவதில்லை. ஈரக்காற்றில் திறந்து வைத்திருந்தால், உலோகத்

தின்மீது பச்சைநிற காரகார்பனேட் படிவாக உண்டாகிறது. காப்பர் பாத்திரங்கள் வீணுவதற்குக் காரணம் இந்த கார கார்பனேட் [$Cu\ CO_3\ Cu\ (OH)_2$] உண்டாவதேயாகும்.

(2) ஆக்சிஜனுடன் வினை: செஞ்சூடான காப்பர் ஆக்சிஜனுடன் வினைபட்டு, குப்ரஸ் ஆக்சைடு, குப்ரிக் ஆக்சைடாக ஆக்சிஜனேற்றமடைகிறது.

$$4Cu + O_2 \longrightarrow 2CuO_2$$

$$2Cu + O_2 \longrightarrow 2CuO$$

(3) ஹாலஜன்களுடன் வினை: குளோரினுடன் சூடுபடுத்தப்பட்ட காப்பர் வினைபட்டு குப்ரிக்குளோரைடைத் தருகிறது.

$$Cu + Cl_2 \longrightarrow CuCl_2$$

(4) சல்ஃபருடன் வினை: சல்ஃபர் காப்பருடன் வினைபட்டு குப்ரஸ் சல்பைடு உண்டாகிறது.

$$2Cu + S \longrightarrow Cu_2S$$

(5) அமிலங்களுடன் வினை: நீர்த்த ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலத்துடனும், நீர்த்த சல்ஃபூரிக் அமிலத்துடனும் காப்பர் வினை புரிவதில்லை. ஆனால், நீர்த்த நைட்ரிக் அமிலத்துடன் வினைபுரிந்து நைட்ரிக் ஆக்சைடை வெளியேற்றுகிறது.

$$3Cu + 8HNO_3 \longrightarrow 3Cu(NO_3)_2 + 4H_2O + 2NO \uparrow$$

அடர் நைட்ரிக் அமிலத்துடன் வினைபட்டு நைட்ரஜன் பெராக்சைடைத் தருகிறது.

$$Cu + 4HNO_3 \longrightarrow Cu(NO_3)_2 + 2H_2O + 2NO_2 \uparrow$$

அடர் சல்ஃபூரிக் அமிலத்துடன் சேர்ந்து சல்ஃபர் டை ஆக்சைடை உண்டாக்குகிறது.

$$Cu + 2H_2SO_4 \longrightarrow CuSO_4 + 2H_2O + SO_2 \uparrow$$

காப்பர் காரங்களுடன் வினைபடுவதில்லை.

(6) இடப்பெயர்ச்சி வினை: சில்வர் நைட்ரேட்டுக் கரைசலிலிருந்து இவ் உலோகம் சில்வரை இடப்பெயர்ச்சி செய்கிறது.

$$Cu + 2AgNO_3 \longrightarrow Cu(NO_3)_2 + 2Ag \downarrow$$

மெர்க்குரிக் நைட்ரேட்டுடன் வினைபட்டு மெர்க்குரியை வீழ்படிவாக்குகிறது.

$$Cu + Hg(NO_3)_2 \longrightarrow Cu(NO_3)_2 + Hg \downarrow$$

ஆனால், இவ் வுலோகத்தின் உப்புக் கரைசல்களிலிருந்து காப்பரை, சிங்க், அயர்ன் போன்ற உலோகங்கள் விலக்கு கின்றன.

$$Zn + CuSO_4 \longrightarrow ZnSO_4 + Cu\downarrow$$
$$Fe + CuSO_4 \longrightarrow FeSO_4 + Cu\downarrow$$

பயன்கள்

இவ் உலோகம் சிறந்த மின் மற்றும் வெப்பக்கடத்தியாத லால் மின்சாரக் கம்பிகள், பாத்திரங்கள், கொதிகலன்கள் ஆகியவை தயாரிக்கப் பயன்படுகிறது. காப்பர் சல்ஃபேட் போன்ற காப்பரின் உப்புகள் பூச்சி கொல்லியாகவும், மின் முலாம் பூசவும் பயனுகிறது.

காப்பரின் உலோகக் கலவைகள்

காப்பர் பல உலோகங்களுடன் சேர்ந்து உலோகக்கலவை களை உண்டாக்குகிறது. கீழ்க்கண்ட அட்டவணை காப்பர் உண்டாக்கும் உலோகக் கலவைகளையும், அவற்றின் முக்கிய மான பயன்களையும் தருகிறது.

உலோகக் கலவை	பகுதிப் பொருள் கள்	பயன்கள்
பித்தளை (Brass)	Cu, Zn	கம்பிகள், பாத்திரங்கள், வார்ப்புகள், நீராவிக் குழாய்கள் செய்ய
வெண்கலம் (Bronze)	Cu, Sn	நாணயங்கள், பாத்திரங் கள், சிலைகள், இயந்திரங் களின் பாகங்கள் தயா ரிக்க
ஜெர்மன் சில்வர் (German silver)	Cu, Ni, Zn	நகைகள், பாத்திரங்கள், தட்டுகள், கம்பிகள் தயா ரிக்க
துப்பாக்கி உலோகம் (Gun metal)	Cu, Zn, Sn	துப்பாக்கிகள் தாரிக்க
பாஸ்ஃபர் வெண்கலம் (Phosphor bronze)	Cu, Sn, P	இயந்திரங்களின் பாகங் கள் செய்ய
மணி வெண்கலம் (Bell metal)	Cu, Sn	மணிகள் தயாரிக்க

அயர்ன் (Fe)

அலுமினியத்துக்கு அடுத்தபடியாகப் பெருமளவில் கிடைக்கும் உலோகம் இரும்பு. இது மிக முக்கியமான உலோகம். இது வெகு நாள்களாகத் தெரிந்திருக்கிறது. இரும்பு அன்றாட வாழ்க்கையில் மிகவும் பயன்படுவதால் இஃது ஓர் இன்றியமையாத உலோகமாக உள்ளது.

ஈரக்காற்று அயர்னைப் பாதிப்பதால், இது இயற்கையில் தனிம நிலையில் கிடைப்பதில்லை. சேர்மநிலையில் ஆக்சைடு, சல்ஃபைடு ஆகிய தாதுக்களாக இரும்பு காணப்படுகிறது. இதனுடைய முக்கியத் தாதுக்கள் பின்வருமாறு :

ஹேமடைட் (Haematite)	—	Fe_2O_3
லிமோனைட் (Limonite)	—	$Fe_2O_3 2H_2O$
மாக்னடைட் (Magnetite)	—	Fe_3O_4
அயர்ன் பைரைட் (Iron pyrites)	—	$CuFeS_2$
சிடரைட் (Siderite or Spathic Iron ore)	—	$FeCO_3$

அயர்ன் இரத்தத்திலுள்ள ஹீமோக்ளோபினின் பகுதிப் பொருளாக உள்ளது.

மாக்னடைட் தமிழ் நாட்டிலுள்ள சேலம் மாவட்டத்தில் பெருமளவு காணப்படுகிறது. இந்தியாவில் மைசூர், பீகார், ஒரிஸ்ஸா, மத்யப் பிரதேசம் ஆகிய இடங்களில் மிகுதியாகக் கிடைக்கிறது. நம் நாட்டில் ரூர்க்கேலா, பிலாய், துர்காபூர், ஜாம்ஷெட்பூர், பத்திராவதி ஆகிய இடங்களில் இரும்புத் தொழிற்சாலைகள் உள்ளன.

இரும்பைப் பிரித்தெடுத்தல்

இரும்பு அதன் ஆக்சைடு தாதுவிலிருந்து பிரித்தெடுக்கப்படுகிறது. இம்முறை கீழ்க்கண்ட படிகளின் வழியாக நிகழ்கிறது :

(i) **தாதுவை அடர்ப்பித்தல் :** பூமியிலுள்ள மணல் போன்ற மாசுகளுடன் சேர்ந்துள்ள தாதுவைப் பொடிசெய்து தூளாக்கிப் பெரிய தொட்டிகளில் நீருடன் சேர்த்துக் கழுவ வேண்டும். இலேசாக உள்ள மாசுகள் நீருடன் அடித்துச் செல்லப்படுகின்றன. கனமான தாதுப் பொருள்கள் அடியில் தங்கி விடு

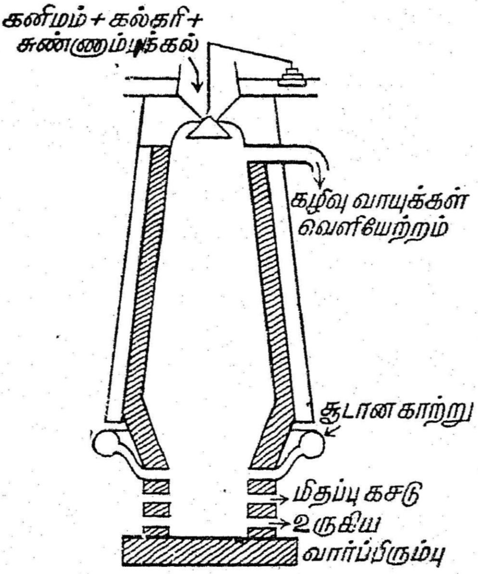
கின்றன. தாதுவை அடர்ப்பிக்கும் இம் முறைக்கு அடர்த்தியைப் பயன்படுத்திப் பிரித்தல் (gravity separation) அல்லது கழுவுதல் (washing) எனப் பெயர்.

(ii) வறுத்தல் : அடர்ப்பிக்கப்பட்ட தாது காற்றில் சூடு படுத்தப்படுகிறது. இதிலுள்ள சல்ஃபர், ஆவியாகும் சல்ஃபர் டை ஆக்சைடாக மாற்றப்படுகிறது. ஃபெரஸ் ஆக்சைடு, ஃபெரிக் ஆக்சைடாக ஆக்சிஜனேற்றமடைகிறது. தாதுவிலுள்ள நீர் ஆவியாகி வெளிச் செல்லுகிறது. அதனால் தாது உலர்த்தப்படுகிறது. ஆர்சனிக் அதன் ஆக்சைடாக மாறி ஆவியாகிறது. கடினமாக இருந்த தாது நுண் துளைகள் உள்ளதாக மாறுகிறது. கார்பனேட் தாது, அதன் ஆக்சைடாக சிதைவுறுகிறது.

$$FeCO_3 \longrightarrow FeO + CO_2 \uparrow$$

$$4FeO + O_2 \longrightarrow 2Fe_2O_3$$

(iii) உருக்கிப் பிரித்தல் (Smelting) : இத் தாதுவைப் பிறகு உருக்கிப் பிரித்தலுக்கு உட்படுத்த வேண்டும். இம் முறையில்



படம் 69.

இரும்புத் தாதுவை உருக்கிப் பிரித்தல்—ஊது உலை

வறுக்கப்பட்ட ஆக்சைடு தாதுவை, சுண்ணாம்புக்கல் ($CaCO_3$) கல்கரி (coke) இவற்றுடன் கலந்து ஓர் ஊது உலையினுள் (blast furnace) செலுத்த வேண்டும்.

ஊது உலை படத்தில் காட்டியபடி, வெளிப்புறம் எஃகுத் தகடுகளாலும், உட்புறம் வெப்பத்தைத் தாங்கக்கூடிய தீக் கற்களாலான கோபுரம் போன்ற அமைப்பை உடையதாகும். இது 100 அடி உயரம் உள்ளதாகும். உலையின் மேற்பாகத்தில் இதன் வாயைத் திறப்பதற்கும் மூடுவதற்கும் ஏற்ற கிண்ணக்—கூம்பு அமைப்பு (cup and cone arrangement) உள்ளது. இதற்குச் சிறிது கீழே கழிவு வாயுக்கள் வெளிச் செல்வதற்கான போக்குக் குழாய் உள்ளது. உலையில் அடிப்பாகத்தில் இரும்பையும் கசடையும் தனித்தனியே எடுப்பதற்கான இரண்டு திறப்புகள் உள்ளன. அதற்குச் சிறிது மேலே உலையினுள் சூடான காற்றைச் செலுத்துவதற்கான குழாய்கள் (tuyeres) உள்ளன.

இத்தகைய ஊது உலையினுள் செலுத்தப்பட்ட உலோகக் கலவை கீழ்நோக்கி வருகிறது. அடியிலுள்ள காற்றுக் குழாய்கள்மூலம் சூடான காற்றை உள்ளே செலுத்த வேண்டும். அப்போது கல்கரி காற்றிலுள்ள ஆக்சிஜனுடன் சேர்ந்து கார்பன் மானாக்சைடாக ஆக்சிஜனேற்றமடைகிறது.

$$2C + O_2 \longrightarrow 2CO$$

கார்பன் மானாக்சைடு மேலேறி தாதுவிலுள்ள இரும்பு ஆக்சைடை இரும்பாக ஒடுக்குகிறது.

$$Fe_2O_3 + 3CO \longrightarrow 2Fe + 3CO_2$$

உலோகம் கீழ் நோக்கி இறங்கி, உலையின் வெப்பமான பாகங்களில் உருகுகிறது. உருகி அடியில் தங்கும் உலோகத்தை அவ்வப்போது வெளியேற்றிவிடலாம்.

கலவையிலுள்ள சுண்ணாம்புக்கல் சிதைவுற்றுக் கால்சியம் ஆக்சைடைக் கொடுக்கிறது.

$$CaCO_3 \longrightarrow CaO + CO_2 \uparrow$$

இவ்விதம் உண்டாகும் கால்சியம் ஆக்சைடு, தாதுவுடன் உள்ள மாசு சிலிக்காவுடன் சேர்ந்து கால்சியம் சிலிக்கேட் என்ற உலோகக் கசடை உண்டாக்குகிறது.

$$CaO + SiO_2 \longrightarrow CaSiO_3$$

மாசு + இளக்கி ——→ உலோகக் கசடு

இவ் வினையில் Ca CO_3 இளக்கியாகவும், கல்கரி ஒடுக்கியாகவும் செயல்படுகிறது. கால்சியம் கார்பனேட், கால்சியம் ஆக்சைடைத் தருகிறது.

உருகி அடியிலுள்ள உலோகத்தின்மீது மிதக்கும் மிதப்புக் கசடை அதற்கென உள்ள திறப்பின் வழியாக வெளியே எடுத்துவிடலாம். உருகிய நிலையிலுள்ள இரும்பை வார்ப்புகளில் ஊற்றித் திண்மமாக்கலாம். இவ்வாறு கிடைக்கும் உலோகக் கட்டிகளுக்கு வார்ப்பு இரும்பு (cast iron or pig iron) எனப் பெயர்.

ஊது உலையிலிருந்து கிடைக்கும் வார்ப்பிரும்பு, 2—5%, கார்பனையும், மற்றும் சிலிக்கன், மங்கனீஸ் போன்ற மாசுகளையும் பெற்றுள்ளது.

இரும்பின் வகைகள்

உருகிய நிலையிலுள்ள இரும்பு கார்பனைக் கரைக்கும் தன்மையுள்ளது. இதனால் கார்பன் கலந்திராமல் தூய இரும்பைப் பெற முடியாது. இரும்பிலுள்ள கார்பனின் சதவீதம் இரும்பின் கடினத் தன்மை, நொறுங்கும் தன்மை, வளையும் தன்மை ஆகிய இயற்பியல் பண்புகளில் பெருமளவு மாற்றம் ஏற்படுத்துகிறது. கார்பன் சதவீதத்திற்கு ஏற்றவாறு இரும்பை மூன்று வகைகளாகப் பிரிக்கலாம்:

(1) வார்ப்பு இரும்பு — Cast Iron or pig iron
(2) தேனிரும்பு — Wrought iron
(3) எஃகு — Steel

வார்ப்பு இரும்பு

ஊது உலையில் தயாரிக்கப்படும் இரும்புக்கு வார்ப்பு இரும்பு எனப் பெயர். இது 5% கார்பனைப் பெற்றுள்ளது. இது மிகவும் கடினத் தன்மையும், நொறுங்கும் தன்மையும் பெற்றுள்ளது. இதைக் காந்தமாக்க முடியாது. இது சாம்பல் நிறமானது. இவ்வகை இரும்பு, விளக்குத் தூண்கள், குழாய்கள், இரும்புச் சட்டிகள், தொட்டிகள் ஆகியவற்றைத் தயாரிக்கப் பயனுகிறது.

தேனிரும்பு

மூவகை இரும்பில் தேனிரும்பே மிகத் தூய்மையானது. இதில் 0·1 – 0·25%-க்குக் கீழான கார்பன் உள்ளது. வார்ப்பிரும்பிலுள்ள கார்பனின் அளவை 0 25%-க்குக் கீழ்க் குறைத்தும் மாசுகளை நீக்கியும் தேனிரும்பு பெறப்படுகிறது.

இவ்வகை இரும்பைத் தயாரிக்க, உட்பக்கம் ஹேமடைட் பூசப்பட்ட எதிர் வெப்ப உலை பயன்படுத்தப்படுகிறது. இவ் உலையில் வார்ப்பு இரும்பை எடுத்துச் சூடேற்றினால், அதிலுள்ள கார்பன் ஹேமடைட்டால் ஆக்சிஜனேற்றமுற்று கார்பன் மானாக்சைடாக வெளியேறுகிறது. மற்ற மாசுகள் ஹேமடைட்டுடன் சேர்ந்து மிதப்புக் கசடாக மாறி மேலே மிதக்கிறது. இதனடியில் தங்கியுள்ள தேனிரும்பை வெளியே எடுத்துச் சம்மட்டியால் அடித்துப் பதப்படுத்தப்படுகிறது. மிதப்புக் கசடு நீக்கப்படுகிறது.

பண்புகள்

தேனிரும்பு மிருதுவானது; உறுதியானது; வளையுமே தவிர உடையாது. இதை மிக எளிதில் கம்பியாக நீட்டலாம். தற்காலிக காந்தம், கம்பிகள், இலாடங்கள், நங்கூரம், இயந்திரங்கள் ஆகியவற்றைத் தயாரிக்க இவ்வகை இரும்பு பயன்படுகிறது.

எஃகு — தயாரித்தல்

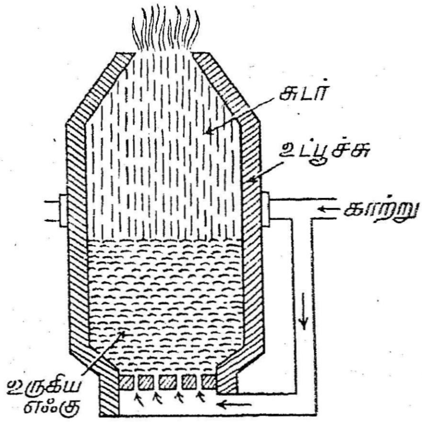
வார்ப்பிரும்பிலுள்ள கார்பன் முழுவதையும் ஆக்சிஜனேற்றம் செய்து நீக்கிய பிறகு, அத்துடன் தேவையான அளவு கார்பன், மாங்கனீஸ் இவற்றைச் சேர்த்து எஃகு தயாரிக்கப்படுகிறது.

இம் முறையில் இரும்பு—மாங்கனீஸ் உலோகக் கலவை சேர்க்கப்படுகிறது. எஃகு தயாரிக்கப் பெஸிமர் மாற்று உலை (Bessemer converter) பெரிதும் பயன்படுகிறது.

பெஸிமர் மாற்று உலை முட்டை வடிவமுள்ள உலை. இதன் மேற்புறம் எஃகுத் தகட்டாலும், உட்புறம் தீக்கற்களாலும் (refractory bricks) ஆனதாக உள்ளது. உலையினடியில் பொருத்தப்பட்டுள்ள குழாயின் மூலம் காற்றை உலையினுள் செலுத்தலாம். இவ் உலையைத் தேவையான பக்கத்தில் சாய்த்துக் கொள்வதற்குத் தக்கவாறு ஓர் அச்சுடன் இவ் உலை தாங்கியின் மேல் பொருத்தப்பட்டுள்ளது.

ஊது உலையிலிருந்து உருகிய வார்ப்பு இரும்பைப் பெஸிமர் மாற்று உலையில் ஊற்றி எடுத்துக் கொள்ள வேண்டும். காற்று உட்செல்லும் குழாய்களின் மூலம் சூடான காற்று செலுத்தப்படுகிறது. அப்போது வார்ப்பிரும்பிலுள்ள கார்பன் ஆக்சிஜனேற்றமடைந்து கார்பன் மானாக்சைடு தோன்றுகிறது. இது பெஸிமர் உலையின் வாய்ப்புறத்தில் நீல நிறச் சுடருடன்

எரிகிறது. வார்ப்பிரும்பிலுள்ள கார்பன் முழுவதும் நீக்கப்பட்டவுடன், கார்பன் மானாக்சைடு உண்டாவது நின்று, நீல நிறச் சுடரும் மறைகிறது. இப்போது இதனுடன் கணக்கிடப்பட்ட



படம் 70.

எஃகுத் தயாரித்தல்

அளவு கார்பன், மாங்கனீசு, இரும்பு ஆகியவற்றாலான ஸ்பைகிலேஷன் (Spiegeleisen) என்ற உலோகக் கலவையைச் சேர்த்துக் கலக்கி, குளிரச் செய்தால் எஃகு கிடைக்கிறது. எஃகிலுள்ள மாசுகளை நீக்கவும், அதன் வளையும் தன்மையை அதிகரிக்கவும் மாங்கனீஸ் சேர்க்கப்படுகிறது.

எஃகின் பண்புகள்

எஃகின் பண்பு அதிலுள்ள கார்பன் அளவைப் பொறுத்துள்ளது. அதன்மீது வெப்பத்தின் செயலும், அதனுடன் சேர்ந்திருக்கும் மற்ற உலோகங்களும் அதன் பண்புகளைப் பெரிதும் பாதிக்கின்றன. கார்பனைக் குறைவாகப் பெற்றுள்ள எஃகு நன்றாக வளையக்கூடியதாகவும், எளிதில் தகடாகக்கூடியதாகவும் உள்ளது. கார்பன் சதவீத அளவு எஃகில் அதிகமாயிருந்தால், அது கடினமாகவும், எளிதில் தகடாக்க முடியாததாகவும் ஆகிவிடுகிறது. எஃகு 0·15% முதல் 1·5% வரை கார்பனைப் பெற்றுள்ளது.

எஃகின் பண்பினைத் தேர்ந்தெடுத்தல் முறையில் மாற்றலாம். எஃகைச் செஞ்சூட்டிற்குச் சூடுபடுத்தி நீரில் அமுக்கித் திடீரென குளிர்வித்தால் அந்த எஃகு கடினமானதாகவும், நொறுங்கக்

கூடியதாகவும் மாறிவிடுகிறது. அதைப் பல்வேறு வெப்ப நிலை களுக்கு மறுபடியும் சூடுபடுத்தி அதை மெதுவாகவும். சீராகவும் குளிர்வித்தால் முடிவில் கிடைக்கும் எஃகு கடினமானதாக இருந்தபோதிலும் நொறுங்குந்தன்மை குறைவானதாயுள்ளது. இவ்வாறு எஃகைப் பதப்படுத்தும் முறைக்குத் தோய்த் தெடுத்தல் (tempering) என்று பெயர்.

எஃகில் இரும்பு, கார்பன், இவற்றைத் தவிர வேறு தனிமங் களும் கலக்கப்பட்டிருந்தால் அது சில சிறப்பான பண்புகளைப் பெற்றிருக்கும். அத்தகைய எஃகைச் சிறப்பு எஃகு (Special Steel) என்கிறோம். அவற்றைப் பற்றிய விவரங்கள் கீழே உள்ள அட்டவணையில் தரப்பட்டுள்ளன:

எஃகின் பெயர்	அதிலுள்ள தனிமங்கள்	பண்புகள	பயன்கள்
நிக்கல் எஃகு	Fe, C, Ni	கடினமாகவும், இழுபடும் தன்மையுடனும் (elastic) உள்ளது.	மின்கம்பிகள் தயாரிக்க, ஆக்கவேலை களுக்கு
எவர்-சில்வர்	Fe, C, Ni, Cr	அரிக்கப்படாதது, நன்கு மெருகு ஏறும் தன்மையுள்ளது.	சமையல் பாத்திரங் கள், வேதிப்பொருள் களை வைக்கும் கலன் கள், மருத்துவக் கருவிகள் ஆகியவை செய்ய
டங்க்ஸ்டன் எஃகு	Fe, C, w	மிகக் கடினமானது.	வெட்டும் கருவிகள், இயந்திரங்கள் தயாரிக்க
குரோமியம்-எஃகு	Fe, C, Cr	அரிக்கப்படாதது, துருப்பிடிக்காதது, மிகக் கடினமானது.	கார், சைக்கிள் ஆகியவற்றின் பாகங்கள், மாத்திரங்கள் தயாரிக்க

மூன்று வகை இரும்பிற்கும் இடையிலுள்ள வேறுபாடுகள் மிகவும் முக்கியமானவை. இவற்றைக் பின்வரும் அட்டவணை யின் மூலம் வரிசைப் படுத்திக் காட்டலாம்

மூவகை இரும்புக்கும் உள்ள வேறுபாடுகள்

பண்பு	வார்ப்பிரும்பு	தேனிரும்பு	எஃகு
1. கார்பன் அளவு	2.5%	0.12—0.25%	0.15—1.5%
2. உருகுநிலை	மிகக் குறைவு	மிக அதிகம்	சுமாராயுள்ளது
3. நொறுங்கும் தன்மை	நொறுங்கும்	நொறுங்காது	நொறுங்காது
4. வளையும் தன்மை	வளைக்க முடியாது	வளைக்க முடியும்	வளைக்க முடியும்
5. இயற்பியல் அமைப்பும் தோற்றமும்	படிக வடிவமுள்ளது	நார் போன்றது, மிருதுவானது	படிக வடிவமுள்ளது, மிருதுவானது
6. காந்தமாகும் தன்மை	காந்தமாக்க முடியாது	தற்காலிகக் காந்தங்கள் பெறமுடியும்	நிலைப்புக் காந்தம் பெறப்படுகிறது
7. தோய்த்துப் பதப் படுத்துதல்	பதப்படுத்த முடியாது	பதப்படுத்த முடியாது	பதப்படுத்த முடியும்

இரும்பின் இயற்பியல் பண்புகள்

இது பளபளப்பான வெண்ணிற உலோகம். இது கனமான உலோகம். அதிக கொதிநிலை, உருகுநிலைகளைப் பெற்றுள்ளது. இதைத் தகடாகவும், கம்பியாகவும் மாற்றலாம். இவ் உலோகம் வெப்பத்தையும், மின்சாரத்தையும் நன்கு கடத்துகிறது. இது காந்தத் தன்மை ஏற்கும் இயல்புடையது. இது காற்றில் விரைவில் மங்கிவிடுகிறது. இரும்பு மற்ற உலோகங்களுடன் வினைபட்டு மிகவும் முக்கியமான எஃகு வகைகளைத் தருகிறது.

வேதிப் பண்புகள்

(1) காற்றுடன் வினை: இரும்பு நீரற்ற உலர்ந்த காற்றினால் பாதிக்கப்படுவதில்லை. ஆனால் ஈரக் காற்றில் இவ் உலோகத்தில் துருப் பிடிக்கிறது (rusting). காற்றிலுள்ள நீருடனும், கார்பன் டை ஆக்சைடுடனும் இரும்பு இணைந்து பழுப்பு நிறமுள்ள இரும்புத் துரு பெறப்படுகிறது. ஃபெரஸ் மற்றும் ஃபெரிக்

இரும்பின் ஆக்சைடுகள், கார்பனேட்டுகள், பைகார்பனேட்டுகள் போன்ற இரும்பு சேர்மங்களின் நீரேறிய கலவையாக இத் துரு கருதப்படுகிறது. இரும்பின் மேற்பரப்பில் சிங்க் மூலாம் அல்லது டின் மூலாம் பூசியும், எனமல், பெயிண்ட் முதலியவற்றைப் பூசியும் துருப்பிடிப்பதைத் தடுக்கலாம்.

(2) ஆக்சிஜனுடன் வினை : மிக உயர்ந்த வெப்பநிலையில் ஆக்சிஜனுடன் சூடேற்றினால் இரும்பு, அதன் காந்த ஆக்சைடைத் தருகிறது.

$$3Fe + 2O_2 \longrightarrow Fe_3O_4$$

(3) நீருடன் வினை : நீராவியைச் செஞ்சூடான இரும்பின் மீது செலுத்தினால் ஹைட்ரஜன் வெளியாகிறது.

$$3Fe + 4H_2O \longrightarrow Fe_3O_4 + 4H_2\uparrow$$

(4) அலோகங்களுடன் வினை : இரும்பு குளோரினுடன் வினைபட்டு ஃபெரிக் குளோரைடையும், சல்ஃபருடன் வினைபட்டு ஃபெரஸ் சல்பைடையும் உண்டாக்குகிறது.

$$2Fe + 3Cl_2 \longrightarrow 2FeCl_3$$

$$Fe + S \longrightarrow FeS$$

(5) அமிலங்களுடன் வினை : அயர்ன் நீர்த்த அமிலங்களிலிருந்து ஹைட்ரஜனை வெளியேற்றுகிறது.

$$Fe + 2HCl \longrightarrow FeCl_2 + H_2\uparrow$$

$$Fe + H_2SO_4 + \longrightarrow FeSO_4 + H_2\uparrow$$

நீர்த்த நைட்ரிக் அமிலம் இரும்புடன் வினைபட்டு அமோனியம் நைட்ரேட்டை உண்டாக்குகிறது.

$$4Fe + 10HNO_3 \longrightarrow 4Fe(NO_3)_2 + 3H_2O + NO_4NO_2$$

அடர் சல்ஃபூரிக் அமிலத்துடன் வினைபட்டு சல்ஃபர் டைஆக்சைடைத் தோற்றுவிக்கிறது.

$$2Fe + 6H_2SO_4 \longrightarrow Fe_2(SO_4)_3 + 6H_2O + 3SO_2\downarrow$$

அடர் நைட்ரிக் அமிலத்தில் இவ் உலோகம் செயலறு நிலையை (passive state) அடைகிறது.

(6) இடப்பெயர்ச்சி வினை: காப்பர் சல்பேட் கரைசலிலிருந்து, இரும்பு காப்பரை இடப்பெயர்ச்சி செய்கிறது. எனவே, கரைசலின் நிறம் தாமிர சல்பேட்டின் நீல நிறத்திலிருந்து வெளிர் பச்சை நிறமாக மாறுகிறது.

$$Fe + CuSO_4 \longrightarrow Cu\downarrow + FeSO_4$$

வினாக்கள்

1. சோடியம் எவ்வாறு மின்பகுப்பு முறையில் பெறப்படு கிறது? வினைகளை விளக்குக.

2. சோடியம் குளோரைடிலிருந்து கீழ்க்கண்ட சேர்மங்கள் எவ்வாறு தயாரிக்கப்படுகின்றன ?

   (i) சோடிய உலோகம்; (ii) சோடியம் ஹைட்ராக்சைடு (iii) சோடியம் கார்பனேட் ; (iV) சோடியம் பை கார்பனேட்.

3. அம்மோனியா—சோடா முறையில் சோடியம் கார்ப னேட் தயாரிக்கும் விதத்தை விளக்குக.

4. குளோரின் கீழ்கண்டவற்றுடன் எவ்வாறு வினைபடு கிறது ?

   (a) நீர்த்த, குளிர்ந்த சோடியம் ஹைட்ராக்சைடு
   (b) சூடான, அடர் சோடியம் ஹைட்ராக்சைடு.

5. சோடியம் கார்பனேட், சோடியம் பைகார்பனேட் இவற்றை வேறுபடுத்திக் காட்டுக.

6. பெருமளவில் பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட், மற்றும் பொட்டாசியம் டைகுரோமேட் இவை எவ்வாறு தயா ரிக்கப்படுகின்றன? அவற்றின் ஆக்சிஜனேற்றப் பண்பு களை விவரி.

7. மக்னீசியம், (1) கடல் நீர், (2) கார்னலைட் இவற்றி லிருந்து எவ்வாறு பிரித்தெடுக்கப்படுகிறது? இவ் உலோகம் கீழ்க்கண்டவற்றுடன் எவ்வாறு வினைபடு கிறது?

   (a) நைட்ரஜன்; (b) நீராவி ; (c) கார்பன் டை ஆக்சைடு ; (d) சல்ஃபூரிக் அமிலம்.

8. இயற்கையில் அலுமினியம் எவ்வாறு கிடைக்கிறது ? தாதுவை தூய்மைப்படுத்தும் முறையையும், அதி லிருந்து அலுமினியத்தைப் பிரித்தெடுக்கும் முறை யையும் விவரி. அலுமினியத்தின் முக்கியமான உலோகக் கலவைகளையும், அவற்றின் பயனையும் கூறு.

9. எவ்விதச் சூழ்நிலைகளில் அலுமினியம் கீழ்க்கண்டவற்றுடன் வினைபுரிகிறது?

(a) ஆக்சிஜன் ; (b) நைட்ரஜன் ; (c) குளோரின் (d) ஃபெரிக் ஆக்சைடு; (e) நீர்; (f) ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலம்.

10. காப்பர் பைரேட்டுகளிலிருந்து காப்பர் எவ்வாறு தூய நிலையில் பெறப்படுகிறது? காப்பரின் சில உலோகக் கலவைகளின் பெயர்களையும் அவற்றின் பயன்களையும் கூறுக.

11. கீழ்க்கண்டவற்றுடன் காப்பர் எவ்வாறு வினைபடுகிறது?

(i) ஆக்சிஜன் ; (ii) குளோரின் ; (iii) நைட்ரிக் அமிலம் ; (iv) சில்வர் நைட்ரேட் ; (v) சல்ஃபர்.

12. இரும்பின் முக்கியமான தாதுக்கள் யாவை? தாதுக்களிலிருந்து இரும்பு எவ்வாறு பெறப்படுகிறது?

13. இரும்பு கீழ்க்கண்டவற்றுடன் எவ்விதம் வினைபடுகிறது என்பதை விளக்குக.

(a) குளோரின் ; (b) காற்று ; (c) நீர் ; (d) சல்ஃபூரிக் அமிலம்.

14. வார்ப்பிரும்பிலிருந்து எஃகு எவ்வாறு பெறப்படுகிறது?

15. கீழ்க்கண்டவற்றைப் பற்றி சிறு குறிப்பு வரைக :

(i) எஃகு உலோகக் கலவைகள்
(ii) எஃகைக் கடினமாக்குதலும், தோய்த்துப் பதப்படுத்தலும்
(iii) ஊது உலையில் நிகழும் வினைகள்
(iv) பெஸிமர் மாற்று உலை.

26. கரிம வேதியியல்

(Organic Chemistry)

வேதியியலில் இதுவரை 104 தனிமங்கள் கண்டுபிடிக்கப்பட்டுள்ளன. இவற்றில் கார்பன் சில சிறப்புப் பண்புகளைப் பெற்றுத் தனிப்பட்டு விளங்குகிறது. கார்பன் அணு பல்வேறு கார்பன் அணுக்களுடன் ஒரு சங்கிலித் தொடர்போல் இணையும் பண்பைப் (catenation) பெற்றுள்ளதால், அதன் சேர்மங்கள் மற்ற 105 தனிமங்களிலிருந்து உண்டாகும் சேர்மங்களைக் காட்டிலும் அதிக எண்ணிக்கையுள்ளவை. தற்போது சுமார் பத்து இலட்சம் கார்பன் சேர்மங்கள் உள்ளதாகத் தெரிகிறது, இதனால் கார்பன் சேர்மங்கள் மட்டும் அங்கக வேதியியல் (Organic Chemistry) அல்லது கரிம வேதியியல் என்னும் தனிப்பட்ட வேதியியல் பகுதியாக வகைப்படுத்தப்பட்டுள்ளன. மற்ற தனிமங்களின் சேர்மங்கள் கனிம வேதியியல் (Inorganic Chemistry) என்னும் பகுதியில் அமைக்கப்பட்டுள்ளன.

கார்பன் எல்லா உயிரினங்களிலும் இன்றியமையாத ஒரு பகுதிப் பொருளாக விளங்குவதால், அதன் சேர்மங்கள் கரிமச் சேர்மங்கள் என வழங்கப்படுகின்றன. இச் சேர்மங்கள் உயிரினங்களாகிய தாவரம், விலங்கு ஆகியவற்றிலிருந்து உண்டாகின்றன எனக் கருதப்பட்டது. கரிமச் சேர்மங்களுக்குச் சில முக்கியமான எடுத்துக்காட்டுகள்: சர்க்கரை ஸ்டார்ச், ஆல்கஹால் முதலியன. இச் சேர்மங்கள் எல்லாவற்றிலும் கார்பன் அடிப்படையாக உள்ளது. இவற்றில் சில சிக்கலான தன்மையைப் பெற்றிருக்கின்றன. உயிரினங்களிலுள்ள உயிர்ச் சக்தி (vital force) யின் மூலம்தான் இச் சேர்மங்கள் உண்டாகின்றன என்றும், இவற்றைச் செயற்கை முறையில் சோதனைச் சாலையில் தயாரிப்பது இயலாது என்றும்

ஒரு கருத்து முற்காலத்தில் நிலவி வந்தது. ஆனால் 1828ல் ஜெர்மன் நாட்டு விஞ்ஞானியான ஃபிரடிரிக் வோலர் (Friedrich Wohler) இக் கருத்துத் தவறு என நிரூபித்தார். விலங்குகளின் சிறுநீரில் காணப்படும் யூரியா (urea) என்ற அங்ககச் சேர்மத்தை அம்மோனியம் சயனேட் என்ற தனிமச் சேர்மத்திலிருந்து தயாரித்தார்.

$$NH_4CNO \longrightarrow H_2N.CO.NH_2$$

அம்மோனியம் சயனேட் யூரியா

இஃதுபோன்று மற்ற அங்ககச் சேர்மங்களும் எவ்வித உயிர்ச் சக்தியின் தொடர்பின்றித் தயாரிக்கப்பட்டன. ஆகவே, உயிர்ச் சக்திக் கொள்கை தோல்வியுற்றது. அங்ககச் சேர்மங்கள் எல்லாம் கார்பன் என்ற தனிமத்தின் சேர்மங்களே என்ற முடிவு ஏற்றுக் கொள்ளப்பட்டு, இவற்றைக் கரிமச் (கரி= கார்பன்) சேர்மங்கள் என்றும் வகைப்படுத்தினர்.

நம் அன்றாட வாழ்க்கையில் கரிமச் சேர்மங்களின் பங்கு இன்றியமையாததாகும். வாழ்க்கையின் பல்வேறு துறைகளான விவசாயம், மருத்துவம் மற்றும் பல தொழில்வகைகளில் கார்பன் சேர்மங்கள் பெருமளவு பயன்படுகின்றன, நாம் உண்ணும் உணவு, உடுக்கும் உடைக்குத் தேவையான பட்டு, பருத்தி, டெரிலின், நைலான் போன்றவைகள், பிளாஸ்டிக் சாமான்கள், சாயங்கள், பலவகை வர்ணங்கள், வாசனைப் பொருள்கள், காகிதம், சோப்பு போன்றவைகளும், இன்னும் பலவும் கரிமச் சேர்மங்களேயாகும், கரிமச் சேர்மங்கள் பயனாகாத தொழில் துறையே இல்லையெனலாம். மனித உடல் பல்லாயிரக்கணக்கான கரிமச் சேர்மங்களால் அமைந்த ஒரு சிக்கலான அமைப்பாகும்.

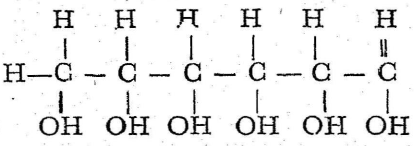
கார்பன் அணுக்கள் ஒன்றோடொன்று தொடர்ந்து சேர்ந்து சங்கிலிச் சேர்மங்களையும் (chain compounds), வளையச் சேர்மங்களையும் (ring compounds) உண்டாக்குகின்றன. கரிமச் சேர்மங்கள் தனித்தன்மை உடையனவாகவும், சிறப்பான சில பண்புகளைப் பெற்றுள்ளனவாகவும் உள்ளன.

கரிமச் சேர்மங்கள் எவ்வாறு கனிமச் சேர்மங்களிலிருந்து மாறுபட்டிருக்கின்றன என்பதைக் கீழே காண்போம் :

(1) கரிமச் சேர்மங்கள், கார்பனின் சேர்மங்களாக இருப்பதால் எளிதில் எரியும் தன்மைப் பெற்றுள்ளன. இதற்குச் சில விதிவிலக்குகளும் உள்ளன. இச் சேர்மங்கள் எரிக்கப்பட்ட

வுடன் கறுப்பாக மாறுகின்றன. 400°C-க்கு குறைந்த வெப்ப நிலையில் கரிமச் சேர்மங்கள் சிதைந்து கறுமை நிறக் கார்பனை உண்டாக்குகின்றன. பிறகு உயர்ந்த வெப்பநிலையில் எரிந்து கார்பன் டைஆக்சைடை வெளியாக்குகின்றன. எடுத்துக் காட்டுகள்: சர்க்கரை, சேர்ப்பு, மெழுகு, எண்ணெய்கள் முதலியன. கனிமச் சேர்மங்கள் எரிவதில்லை. சில சேர்மங்கள் மிக அதிகமான வெப்பநிலைகளில் தவிர மற்ற வெப்பநிலைகளில் உருகுவதில்லை.

(2) மற்ற தனிம அணுக்களிலிருந்து வேறுபட்டு, கார்பன் அணு பல்வேறு கார்பன் அணுக்களுடன் இணைந்து, சங்கிலிச் சேர்மங்களை உண்டாக்கும் தன்மை பெற்றிருக்கிறது. இச் சங்கிலிகள் அல்லது வளையங்களுடன் ஹைட்ரஜன், ஆக்சிஜன் ஆகிய தனிமங்கள் பிணைக்கப்பட்டுள்ளன. இதனால் கரிமச் சேர்மங்கள் அதிகமான மூலக்கூறு எடையைப் பெற்று, சிக்கலான அமைப்பைப் பெற்றுள்ளன. சான்றாக, குளுக்கோஸ் (glucose) என்ற சர்க்கரைச் சேர்மத்திற்குக் கீழ்க்கண்ட அமைப்பு வாய்பாடு கொடுக்கப்பட்டுள்ளது.



இச் சேர்மத்தின் மூலக்கூறு வாய்பாடு $C_6H_{12}O_6$ ஆகும். சோப்பு $C_{17}H_{35}COONa$ என்ற வாய்பாட்டைப் பெற்றுச் சிக்கலான அமைப்பு வாய்பாட்டைக் கொண்டுள்ளது. கனிமச் சேர்மங்கள் யாவும் எளிய வாய்பாட்டையே பெற்றுள்ளன.

(3) மற்ற தனிமங்களின் சேர்மங்களைவிட 10 மடங்கு அதிக எண்ணிக்கையுள்ள கரிமச் சேர்மங்கள் கிடைத்திருக்கின்றன. இருப்பினும், பல்வேறு பண்புகளைப் பெற்றுள்ள எல்லாக் கரிமச் சேர்மங்களும் குறிப்பிட்ட ஒரு சில தனிமங்களையே பெற்றிருக்கின்றன. சான்றாக, எல்லாக் கரிமச் சேர்மங்களும் கார்பனைப் பெற்றிருக்கின்றன. அநேகமாக எல்லாச் சேர்மங்களும் ஹைட்ரஜனையும், பல சேர்மங்கள் ஆக்சிஜனையும், சில ஹாலஜன்களையும், ஒருசில சேர்மங்கள் சல்ஃபர், பாஸ்ஃபரஸ் ஆகிய தனிமங்களையும் பெற்றுள்ளன. எடுத்துக் காட்டு: கரும்புச் சர்க்கரை—$C_{12}H_{22}O_{11}$, எத்தில் ஆல்கஹால்—C_2H_5OH, அசிடிக் அமிலம் — CH_3COOH மற்றும் ஸ்டார்ச், எண்ணெய்கள் முதலியன. இவை ஒவ்வொன்றும் முற்றிலும்

மாறுபட்ட பண்புகளைப் பெற்றிருப்பினும், கார்பன், ஹைட்ரஜன், ஆக்சிஜன் ஆகிய மூன்று தனிமங்களை மட்டும் கொண்டிருக்கின்றன. ஆனால், கனிமச் சேர்மங்கள் யாவும் இரண்டு அல்லது அதற்கு மேற்பட்ட பல தனிமங்களாலானவை. சான்றாக: சாதாரண உப்பு — Na Cl, நைட்டர் — KNO_3, எப்ஸம் உப்பு—$MgSO_4$ $7H_2O$, கால்சியம் சூப்பர் பாஸ்ஃபேட்—$Ca\ H_4\ (PO_4)_2$, பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட் — $KMnO_4$, பொட்டாசியம் டை குரோமேட்—$K_2Cr_2O_7$ முதலியன. இவை யாவும் பல்வேறு தனிமங்களைப் பெற்றிருக்கின்றன.

(4) கரிமச் சேர்மங்கள் நீரில் கரைவதில்லை. ஆனால், கரிமக் கரைப்பான்களான ஈத்தர், கார்பன் டைசல்ஃபைடு கார்பன் டெட்ராகுளோரைடு ஆகியவற்றில்தான் கரையும். கரிமச் சேர்மங்கள் நீரில்தான் கரையும்; கரிமக் கரைப்பான்களில் கரைவதில்லை.

(5) கனிமச் சேர்மங்கள் சம வலுப்பிணைப்பைப் பெற்றுள்ளன. இவை கரைசல்களில் அயனியாவதில்லை. கனிமச் சேர்மங்கள் மின் வலுப்பிணைப்பு கொண்டவை. நீரில் கரையும் தன்மையுள்ள இச் சேர்மங்கள் கரைசல்களில் அயனியாகும் பண்பு கொண்டவை. இதனால், சர்க்கரையை நீரில் கரைத்தவுடன் அயனிகள் உண்டாவதில்லை. கரைசலில் மின்னேற்றமற்ற சர்க்கரை மூலக்கூறுகளே உள்ளன. ஆனால், சாதாரண உப்பை நீரில் கரைத்தால், சோடியம் அயனிகளும், குளோரைடு அயனிகளும் உண்டாகின்றன.

$$Na\,Cl \longrightarrow Na^+ + Cl^-$$

(6) கரிமச் சேர்மங்கள் பெரும்பாலும் மூலக்கூறுகளாகவே உள்ளதால், இவற்றிற்கிடையே நிகழும் வினைகள் மின்னேற்றமற்ற மூலக்கூறுகள் பங்கு பெறும் வினைகளாகும். இதனால் இவ் வினைகள் மிக மெதுவாக நடைபெறுகின்றன. அநேகமாக இவ் வினைகள் முற்றுப் பெறுவதில்லை. ஆனால், கனிம வினைகள், அயனிகளுக்கிடையே நிகழும் வினைகளாகும். இவ் வினைகள் மிக வேகமாகச் செயல்பட்டு முற்றுப் பெறுகின்றன. சான்றாக, எத்தில் ஆல்கஹால், அசிடிக் அமிலம் இவற்றைச் சேர்த்து வினைபடுத்தும்போது வினை முற்றுப் பெறுவதில்லை. வினைபடும்

பொருள்களும் விளையும் பொருள்களான எத்தில் அசிட்டேட் நீர் ஆகியவையும் ஓர் இயக்கம் சார்ந்த சமநிலையிலிருக்கின்றன. வினை மிக மெதுவாக நடைபெறுகிறது.

$$CH_3 \cdot COO\boxed{H + HO}C_2H_5 \rightleftharpoons CH_3COOC_2H_5 + H_2O$$

அசிடிக் அமிலம் எத்தில் ஆல்கஹால் எத்தில் அசிட்டேட்

கனிம வேதியியலில் சோடியம் ஹைட்ராக்சைடு, ஹைட்ரோ குளோரிக் அமிலம் இவற்றைச் சேர்த்தவுடன் சோடியம் குளோரைடு உடனே உண்டாகிறது.

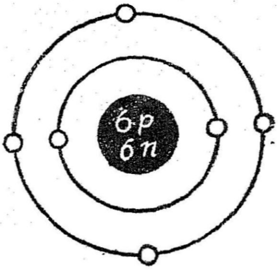
$$NaOH + HCl \longrightarrow NaCl + H_2O$$

(7) கரிமச் சேர்மங்கள் ஐசோமெரிசம் என்ற சிறப்புப் பண்பைப் பெற்றிருக்கின்றன. கனிமச் சேர்மங்களில் இவ்வகைப் பண்பு காணப்படுவதில்லை.

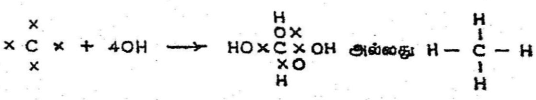
கனிமச் சேர்மங்களின் அமைப்பு வாய்பாடு

கார்பனின் அணுக்கள் இணைந்து கரிமச் சேர்மங்கள் உண்டாகின்றன. எனவே, இச் சேர்மங்களின் அமைப்பு வாய்பாடு கார்பனின் அமைப்பைப் பெரிதும் பொறுத்திருக்கிறது.

கார்பனின் வலு எண் நான்கு ஆகும். இதன் எலெக்ட்ரான் அமைப்புப்படி நான்கு எலெக்ட்ரான்கள் வெளிச் சுற்றுப்பாதையில் அமைந்துள்ளன. கார்பன் அணு மற்ற தனிமங்களுடன் சமவலுப் பிணைப்புகளை உண்டாக்கி, நான்கு எலெக்ட்ரான்களைப் பெற்று, மந்த வாயுக்களின் எண்ம (octet) அமைப்பைப் பெறுகிறது. சான்றாக, மீத்தேனில் (methane) நான்கு ஹைட்ரஜன் அணுக்களுடன் இணைந்து ஒவ்வொன்றுடனும் ஒரு ஜோடி எலெக்ட்ரான்களைப் பகிர்ந்து கொள்கிறது.



படம் 71.
கார்பனின் உள்ளமைப்பு

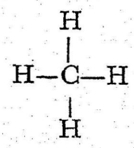


கார்பனின் உச்சவலுஎண் நான்குதான். நான்கு சம வலுப் பிணைப்புகளைத்தான் இது உண்டாக்க முடியும். இத்தனிம அணுவின் கடைசிச் சுற்றுப் பாதையில் எட்டு எலெக்ட்ரான்கள் தான் இருக்க முடியும். இத்தகைய அமைப்பினால் உண்டாகும் சேர்மங்கள் மிக்க நிலைப்புத் தன்மை வாய்ந்தவையாக இருக்கின்றன. கார்பன் அணு, மற்றொரு கார்பன் அணுவுடனோ, அல்லது ஹைட்ரஜன், ஆக்சிஜன், நைட்ரஜன், ஹாலஜன் இவற்றுடனோ உண்டாக்கும் சம வலுப்பிணைப்பு மிக்க வலுவுடன் உள்ளதால் இச் சேர்மங்கள் மிகவும் நிலையானதாக இருக்கின்றன.

வாண்ட்—ஹாஃப், லேபல் (Van't Hoff and Label) இவர்கள் அளித்த கோட்பாட்டின்படி கார்பன் அணுவின் நான்கு இணை திறன்களும், ஓர் ஒழுங்கான நான்முகியின் (tetrahedran) நான்கு மூலைகளை நோக்கி அமைந்திருப்பதாகவும், கார்பன் அணு நான்முகியின் மையத்தில் உள்ளதாகவும் கருதப்படுகிறது. இவ்வமைப்பில் இரு இணைப்புகளுக்கிடையே உண்டாகும் கோணம் 109° 28′ எனவும், இப் பிணைப்புகள் ஒன்றுக்கொன்று சமதூரத்தில் இருக்கின்றன எனவும் அறியப்பட்டது.

கார்பன் அணு மற்ற அணுக்களுடன் இணைந்து பலசேர்மங்கள் உண்டாகின்றன. இச் சேர்மங்களின் மூலக்கூறு வாய்பாடு, இவற்றின் ஒரு மூலக்கூறிலுள்ள தனிம அணுக்களின் எண்ணிக்கையைக் காட்டுகிறதே தவிர, இவ்வணுக்கள் எவ்வாறு பிணைக்கப்பட்டிருக்கின்றன என்பதைக் காட்டுவதில்லை. சான்றாக, மீத்தேனின் மூலக்கூறு வாய்பாடு CH_4 ஆகும். இந்த வாய்பாடு நான்கு ஹைட்ரஜன் அணுக்களும் கார்பன் அணுவுடன் எவ்வாறு இணைந்திருக்கின்றன என்று காட்டுவதில்லை. அமைப்பு வாய்பாட்டின்மூலம்தான் நாம் இதை அறிய முடியும்.

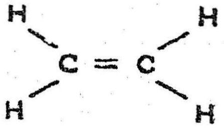
மீத்தேனின் அமைப்பு வாய்பாடு :



சில சேர்மங்களில் கார்பன் அணுக்களுக்கிடையே இரட்டைப் பிணைப்புகள் காணப்படுகின்றன. ஒரு கார்பன் அணுவின் இரண்டு வலு எண்கள் மற்றொரு கார்பன் அணுவின்

இரண்டு வலு எண்களுடன் சேர்ந்து இரட்டைப் பிணைப்புகளை ஏற்படுத்துகின்றன. எத்திலீன் இவ்வகை, சேர்மத்திற்கு எடுத்துக்காட்டாக விளங்குகிறது. எத்திலீனின் மூலக்கூறு வாய்பாடு C_2H_4 ஆகும். இதன் அமைப்பு வாய்பாடு :

$H_2C = CH_2$ or



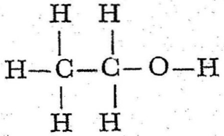
இரட்டைப் பிணைப்பு மிகவும் வலுக்குன்றிய பிணைப்பாகும். இத்தகைய பிணைப்பில் வலி (strain) மிக அதிகமுள்ளதால், இவை எளிதில் பிளவுபடும் தன்மையுள்ளவை. இதனால் இச் சேர்மங்கள் மிக்க வீரியமுள்ளவை.

கார்பன் அணுக்களுக்கிடையே வேறொரு வகைப்பிணைப்பும் காணப்படுகிறது. இரு கார்பன் அணுக்கள் முப்பிணைப்பால் இணைந்து அசிட்டிலீன் என்ற சேர்மம் உண்டாகிறது. இதன் மூலக்கூறு வாய்பாடு C_2H_2. அமைப்பு வாய்பாடு :

$HC \equiv CH$ அல்லது $H - C \equiv C - H$

இருப்பிணைப்பைக் காட்டிலும் முப்பிணைப்பு வலுக்குன்றியது. இருபிணைப்பு, முப்பிணைப்பு இவற்றைப் பெற்றுள்ள சேர்மங்கள் ஓரிணை திறனுள்ள தனிமங்களுடன் வினைபட்டு ஒரு பிணைப்பைக் கொண்ட நிலைப்புச் சேர்மங்களை உண்டாக்குகின்றன.

எத்தில் ஆல்கஹால் C_2H_6 என்ற மூலக்கூறு வாய்பாட்டைப் பெற்றுள்ளது. இதன் அமைப்பு வாய்பாடு :

 $= C_2H_5OH$

நிறைவுற்ற நிறைவுறாத ஹைட்ரோ கார்பன்கள்

ஹைட்ரஜன், கார்பன் ஆகிய இரு தனிமங்கள் மட்டுமே கொண்டுள்ள கரிமச் சேர்மங்கள் ஹைட்ரோ கார்பன்கள் எனப் படுகின்றன. இச் சேர்மங்களை நிறைவேற்ற ஹைட்ரோ கார்பன்கள் (Saturated hydrocarbons), நிறைவேறாத ஹைட்ரோ

கார்பன்கள் (unsaturated hydrocarbons) என இரு வகைகளாகப் பிரிக்கலாம். மீத்தேன் போன்ற நிறைவுற்ற ஹைட்ரோ கார்பன்களின் அணுக்களிடையே ஒரு பிணைப்புத்தான் (single bond) காணப்படுகின்றன. நிறைவேறுத ஹைட்ரோ கார்பன் களின் கார்பன் அணுக்களிடை இரட்டைப் பிணைப்போ (double bond) அல்லது முப்பிணைப்போ (triple bond) காணப்படு கின்றன. ஹைட்ரோ கார்பன்கள் எவ்வாறு பிரிக்கப் பட்டுள்ளன என்றும் ஒவ்வொரு படிவரிசையில் உள்ள முதல் சேர்மங்களும்கீழே தரப்பட்டுள்ளன:

(அலிஃபேட்டிக்)
ஹைட்ரோகார்பன்கள்

- நிறைவுற்ற ஹைட்ரோ கார்பன்கள் ஆல்கேன் படி வரிசை மீத்தேன் (CH_4)
- நிறைவுறுத ஹைட்ரோ கார்பன்கள்
  - அல்கீன படிவரிசை இருபிணைப்புச் சேர்மங்கள் எத்திலீன் (C_2H_4)
  - அல்கைன் படி வரிசை முப்பிணைப்புச் சேர்மங்கள் அசிட்டிலீன் (C_2H_2)

படிவரிசைகள் (Homologous series)

கரிமச் சேர்மங்களைப் பல பகுதிகளாகப் பிரிக்கலாம். இப் பிரிவுகளைப் படிவரிசைகள் (homologous series) என்கிறோம். ஒருபடிவரிசையைச் சார்ந்த சேர்மங்களனைத்தும் ஒத்த முறையில் தயாரிக்கப்படுகின்றன. இச் சேர்மங்கள் அனைத்தும் பெரிதும் ஒத்த பண்புகளைப் பெற்றுள்ளன. ஓரே படி வரிசையில் அடுத்தடுத்துள்ள சேர்மங்களின் மூலக்கூறு வாய்பாட்டில் உள்ள வித்தியாசம் ஒரு CH_2 தொகுதியாகும். ஒரு வரிசையில் உள்ள எல்லாச்சேர்மங்களுக்கும் பொதுவான மூலக்கூறு வாய் பாடு கொடுக்கப்பட்டுள்ளது. இரண்டு அடுத்தடுத்துள்ள சேர்மங்களின் மூலக்கூறு எடைகளுக்கிடையே உள்ள வித்தி யாசம் 14 ஆகும். ஒரு படி வரிசையில் உள்ள சேர்மங்களை அவற்றின் மூலக்கூறு எடைகளின் ஏறு வரிசையில் அமைத் தால் அவற்றின் இயற்பியல் பண்புகள் ஒரு சீரான மாற்றத்தை யடைகின்றன.

பின்வரும் எடுத்துக்காட்டுகள் மேற்கூறியவற்றை நன்கு விளக்குகின்றன:

மீத்தேன் CH_4	ஈத்தேன் C_2H_6	புரோப்பேன் C_3H_8	ப்யூட்டேன் C_4H_{10}	பொதுவான வாய்பாடு CnH_2n_{+2}
மெத்தில் ஆல் கஹால் CH_3OH	எத்தில் ஆல் கஹால் C_2H_5OH	புரோப்பைல் ஆல்கஹால் C_3H_7OH	ப்யூட்டைல் ஆல்கஹால் C_4H_9OH	$CH_{2n+1}OH$

செயல்படு தொகுதிகள் (Functional Groups)

எந்த ஒரு படி வரிசையை எடுத்துக்கொண்டாலும், அதிலுள்ள சேர்மங்கள் வேதிவினைகளில் ஈடுபடும்பொழுது பொதுவாகக் குறிப்பிட்ட ஒரு தொகுதியின் வினைகளாகத்தான் காண்கிறோம் (ஆயினும் மூலக்கூற்றின் அமைப்பை ஒட்டிப் பல சூழ்நிலைகளில் வேற்றுமைகளும் உள்ளன). ஆல்கஹால் சேர்மங்களின் பண்புகளைப்பற்றி ஆராயும் பொழுது, ஹைட்ராக்சில், (hydroxyl)—OH, தொகுதியின் வினைகளைப்பற்றி அறிகிறோம். குறிப்பிட்ட ஒரு சில பண்புகளைக் காட்டும் தொகுதியைச் செயல்படு தொகுதி (functional group) என்று வழங்குகிறோம். படி வரிசை ஒவ்வொன்றிற்கும் பொதுவான செயல்படு தொகுதி உள்ளது. இரண்டு வினை செயல் தொகுதிகள் கொண்ட சேர்மங்களும் உள்ளன (double function). அமிலத்தன்மையுள்ள கரிமச் சேர்மங்களில் பொதுவாகக் கார்பாக்ஸில் (COOH) தொகுதி இருக்கலாம். ஆதலால், அமிலங்கள் யாவும் ஒரே பண்புள்ளதாக உள்ளன. கரிமச் சேர்மங்களிலுள்ள வினை செயல் தொகுதிகளை, கனிமச் சேர்மங்களிலுள்ள உறுப்புகளுடன் (radicals) ஒப்பிட்டுக் கூறலாம். ஓர் உலோகத்தின் கார்பனேட் $[CO_3]^{-2}$ அயனி நீர்த்த அமிலங்களிலிருந்து கார்பன் டை ஆக்சைடை வெளியேற்றுகிறது. இப்பண்பு உலோகத்தின் தன்மையைப் பொறுத்ததல்ல. இதேபோல், (-OH) தொகுதியைப்பெற்ற எல்லாச் சேர்மங்களும் ஒத்த வேதிப் பண்புகளைப் பெற்றுள்ளன. மூலக்கூறின் மற்ற பாகங்களின் அமைப்பு இவ் வினைகளைப் பாதிப்பதில்லை.

கார்பன் சேர்மங்களில் அடிக்கடி தென்படும் சில முக்கியச் செயல் தொகுதிகள் அடுத்த பக்கத்தில் கொடுக்கப்படுகின்றன:

சேர்மத்தின் வகை	செயல் தொகுதி		மேற்கோள்
	வாய்பாடு	பெயர்	
ஹைட்ரோ கார்பன்	$-\underset{\mid}{\overset{\mid}{C}}-\underset{\mid}{\overset{\mid}{C}}-\underset{\mid}{\overset{\mid}{C}}-$	ஆல்கேன்	$(CH_3-CH_2-CH_3)$ ப்ரோப்பேன்
,,	$>C=C<$	ஒலிஃபின்	$(CH_2=CH_2)$ எத்திலீன்
,,	$-C\equiv C-$	ஆல்கைன்	$(CH\equiv CH)$ அசிட்டிலீன்
ஆல்கஹால்கள்	$-OH$	ஹைட்ராக்சில்	(CH_3-OH) மெத்தில் ஆல்கஹால்
ஆல்டிஹைடுகள்	$-CHO$	ஆல்டிஹைடு	(CH_3-CHO) அசிட்டால்டிஹைடு
கீட்டோன்கள்	$-\overset{\overset{O}{\parallel}}{C}-$	கார்பனைல்	$(CH_3-CO-CH_3)$ அசிட்டோன்
அமிலங்கள்	$-COOH$	கார்பாக்சில்	(CH_3-COOH) அசிட்டிக் அமிலம்
ஈதர்கள்	$-\underset{\mid}{\overset{\mid}{C}}-O-\underset{\mid}{\overset{\mid}{C}}-$	ஈதர்	$(C_2H_5-O-C_2H_5)$ டை ஈத்தைல் ஈதர்
அமின்கள்	$-NH_2$	அமினோ	CH_3-NH_2 மெத்தில் அமின்

ஐசோமெரிசம்
(Isomerism)

கனிம வேதியியலின் ஒரு மூலக்கூறு வாய்பாடு ஒரு சேர்மத்தைத்தான் குறிக்கும். சான்ருக, $CaCO_3$, $Mg SO_4$ என்ற வாய்பாடுகள் முறையே கால்சியம் கார்பனேட்டையும், மக்னீசியம் சல்.:.பேட்டையும் குறிக்கின்றன. ஆனால் கரிம வேதியியலில் ஒன்றுக்கு மேற்பட்ட சேர்மங்கள் ஒரே மூலக்கூறு வாய்பாட்டைப் பெற்றிருக்கின்றன. சான்ருக, C_2H_6O என்ற ஒரே மூலக்கூறு வாய்பாடு உடைய இரு சேர்மங்கள் உள்ளன, ஒன்று : எத்தில் ஆல்கஹால்—C_2H_5OH ; மற்ருென்று : டைமெத்தில் ஈத்தர்; $CH_3—O—CH_3$. இவ்விரண்டு சேர்மங்களும். இயற்பியல், வேதிப்பண்புகளில் மிகவும் மாறுபட்டவை. இச் சேர்மங்கள் 'ஐசோமெர்கள்' (Isomers) அல்லது 'ஐசோமெரைடுகள்' (Isomerides) என்று வழங்கப்படுகின்றன. இவற்றைப் பற்றிய இயற்பாடு ஐசோமெரிசம் (Isomerism) எனப்படும்

இரண்டு அல்லது அதற்கு மேற்பட்ட சேர்மங்கள் ஒரே மூலக்கூறு வாய்பாட்டைப் பெற்று, வெவ்வேறு இயற்பியல், வேதிப்பண்புகளைக் கொண்டிருந்து ஏற்படுத்தும் இயற்பாடு ஐசோமெரிசம் எனப்படும்.

ஒரு மூலக்கூறிலுள்ள கார்பன் அணுக்களின் எண்ணிக்கை அதிகரித்தால், ஒரே மூலக்கூறு வாய்பாட்டைப் பெற்றுள்ள சேர்மங்களின் எண்ணிக்கையும் அதிகரிக்கும். C_3H_7OH என்ற மூலக்கூறு வாய்பாட்டைப்பெற்று இரண்டு சேர்மங்களும், $C_{12}H_{26}$ என்ற வாய்பாட்டிற்கு 355 சேர்மங்களும் உள்ளன.

ஒரே மூலக்கூறு வாய்பாட்டுடன் இரண்டு அல்லது அதற்கு மேற்பட்ட சேர்மங்கள் இருப்பதற்குக் காரணம், அவற்றின் உள்ளமைப்புகள் மாறுபட்டனவாக இருப்பதேயாகும். அதாவது ஒவ்வொரு ஐசோமெரும் தனிப்பட்ட, திட்டமான, அதற்கே உரித்தான உள்ளமைப்பு வாய்பாடு (structural or constitutional formula) கொண்டதாக இருக்கும். இவ்வாறு மாறுபட்ட உள்ளமைப்பினுல் ஏற்படும் ஐசோமெரிசத்திற்கு 'உள் அமைப்பு ஐசோமெரிசம்' (Structural Isomerism) எனப் பெயர்.

உள்ளமைப்பு ஐசோமெரிசத்தைப் பின்வரும் மூன்றுவகைகளாகப் பிரிக்கலாம்.

(i) சங்கிலித் தொடர் ஐசோமெரிசம் (Chain Isomerism) : ஐசோமெரிசம் வெவ்வேறு கார்பன் சங்கிலிகளைப் (Carbon chains) பெற்று, பிணைப்பில் மாறுபட்டிருந்தால், இவை சங்கிலி ஐசோமெரிசத்தைக் காண்பிக்கின்றன எனக் கூறலாம். சான்றாக. C_4H_{10} என்ற மூலக்கூறு வாய்பாட்டை இரண்டு ஹைட்ரோ கார்பன்கள் பெற்றுள்ளன. ஒரு சேர்மத்தில் கார்பன் அணுக்கள் யாவும் நேர் சங்கிலித் தொடரில் (straight chain) இணைந்துள்ளன. இச் சேர்மம் நார்மல் ப்யூட்டேன் அல்லது n-ப்யூட்டேன் என வழங்கப்படுகிறது. மற்றொரு சேர்மம் கிளைச் சங்கிலித்தொடரைப் (branched chain) பெற்றுள்ளது. இதை ஐசோப்யூட்டேன் என வழங்கலாம்.

$CH_3—CH_2—CH_2—CH_3$
n–ப்யூட்டேன் ,

$CH_3—CH—CH_3$ (with CH_3 on the middle carbon)
ஐசோப்யூட்டேன்

சங்கிலித்தொடர் ஐசோமெர்கள் எல்லா இயற்பியல் பண்புகளில் மாறுபட்டும் பல வேதிப் பண்புகளில் வேறுபட்டும் உள்ளன.

(ii) இட ஐசோமெரிசம் (Position Isomerism) : ஒரே அணு, அல்லது பல அணுக்களின் தொகுதி இவை, இரண்டு சேர்மங்களில் வெவ்வேறு இடங்களைப் பெற்று ஏற்படுத்தும் ஐசோமெரிசத்திற்கு இட ஐசோமெரிசம் என்று பெயர். சான்றாக n-ப்ரோப்பைல் ஆல்கஹால், ஐசோப்ரோப்பைல் ஆல்கஹால் இவை யிரண்டும் C_3H_7OH என்ற ஒரே மூலக்கூறு வாய்பாட்டைப் பெற்று இடஐசோமெரிசத்தைத் தோற்றுவிக்கின்றன.

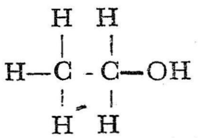
$CH_3—CH_2—CH_2OH$ — n–ப்ரொப்பைல் ஆல்கஹால்

$CH_3—CH—CH_3$ (with OH on the middle carbon) — ஐசோப்ரொப்பைல் ஆல்கஹால்

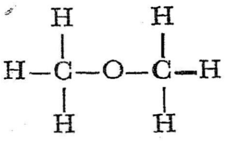
n-ப்ரொப்பைல் ஆல்கஹாலில், ஹைட்ராக்சில் தொகுதி கடைசி கார்பன் அணுவிலும், ஐசோப்ரொப்பைல் ஆல்கஹாலில் இத் தொகுதி நடு கார்பன் அணுவிலும் இணைந்துள்ளது

(iii) வினைச்சார்பு ஐசோமெரிசம் அல்லது செயல்படுதொகுதி ஐசோமெரிசம் (Functional Isomerism): ஒரே மூலக்கூறு வாய்பாட்டைப் பெற்றும், வெவ்வேறு செயல்படு தொகுதிகளைப் (Functional groups) பெற்றுமுள்ள சேர்மங்கள் வினைச்சார்பு ஐசோமெரி

சத்தை உண்டாக்குகின்றன. சான்றாக C_2H_6O என்ற மூலக்கூறு வாய்பாட்டை, எத்தில் ஆல்கஹால், டைமெத்தில் ஈத்தர் இவையிரண்டும் கொண்டிருக்கின்றன.



எத்தில் ஆல்கஹால் I



டைமெத்தில் ஈத்தர் II

சேர்மம் I ஹைட்ராக்சில் தொகுதியை (OH) யும், சேர்மம் II ஈத்தர் தொகுதியை (C-O-C)யும் பெற்றிருக்கின்றன. இவ்விரு சேர்மங்களும் வினைச்சார்பு ஐசோமெர்கள் என வழங்கப்படுகின்றன.

வினாக்கள்

1. கனிம, கரிமச் சேர்மங்களுக்கிடையேயுள்ள முக்கியமான வேறுபாடுகளை விளக்கிக்கூறுக.

2. கீழ்க்கண்டவற்றை விளக்குக: (i) வினை செயல் தொகுதி; (ii) படி வரிசைகள்; (iii) அமைப்பு வாய்பாடு.

3. உள்ளமைப்பு ஐசோமெரிசம் என்றால் என்ன? இத்தோற்றப் பாட்டின் பல வகைகளை விவரி.

4. கீழ்க்கண்ட சேர்மங்களின் அமைப்பு வாய்பாடுகளை எழுதுக: (i) C_2H_6; (ii) C_3H_8; (iii) C_4H_{10} (iv) C_2H_5OH; (v) C_2H_4; (vi) C_2H_2. இவற்றில் ஐசோமெரிசத்தைக் காட்டும் சேர்மங்கள் யாவை?

27. ஹைட்ரோ கார்பன்கள்

(Hydrocarbons)

கார்பன், ஹைட்ரஜன் ஆகிய இரு தனிமங்களை மட்டும் பெற்றுள்ள எளிய கரிமச் சேர்மங்களுக்கு ஹைட்ரோ கார்பன்கள் எனப் பெயரிடப்பட்டுள்ளது. ஹைட்ரோ கார்பன் களிலிருந்து மற்ற கரிமச் சேர்மங்கள் பெறப்படுகின்றன, இவற்றை இரண்டு பிரிவுகளாகப் பிரிக்கலாம். ஒன்று: அலிஃபாடிக் அல்லது திறந்த சங்கிலித் தொடர் சேர்மங்கள்; மற்றொன்று: வளைய சேர்மங்கள் (cyclic compounds).

அலிஃபாடிக் ஹைட்ரோ கார்பன்கள் கீழ்க்கண்ட இரு வகைகளாக மேலும் பிரிக்கப்பட்டுள்ளன:

(a) நிறைவுற்ற ஹைட்ரோ கார்பன்கள்—இவ்வகையில் ஒரு பிணைப்பைப் பெற்றுள்ள ஆல்கேன் படிவரிசையைச் சேர்ந்த சேர்மங்கள் காணப்படுகின்றன. எடுத்துக்காட்டுகள்: மீத்தேன், CH_4; ஈத்தேன், C_2H_6

(b) நிறைவுறாத ஹைட்ரோ கார்பன்கள்—இப் பிரிவின்கீழ் இரட்டைப் பிணைப்பைப் பெற்ற, ஆல்கீன் வகையைச் சேர்ந்த எத்திலீன் (C_2H_4) போன்ற சேர்மங்களும், முப்பிணைப்பைக் கொண்டுள்ள, அசிட்டிலீன் (C_2H_2) போன்ற ஆல்கைன் வகையைச் சேர்ந்த சேர்மங்களும் அமைந்துள்ளன.

மீத்தேன்

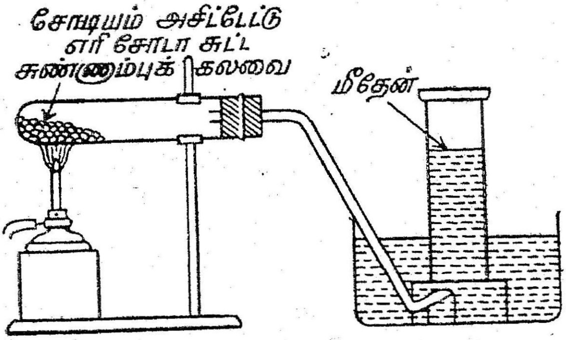
(Methane CH_4)

இது ஆல்கேன் படிவரிசையைச் சார்ந்த முதல் சேர்மமாகும். இது ஓர் எளிய ஹைட்ரோ கார்பன் (கார்பன், ஹைட்ரஜன் ஆகிற இரு தனிமங்களை மட்டும்

கொண்டுள்ளது). இது ஒரு நிறைவுற்ற ஹைட்ரோ கார்பன். இது பாரஃபின் (Paraffin) வகையைச் சேர்ந்ததெனவும் கருதப் படுகிறது. சதுப்பு நிலங்களில் சில சமயங்களில் இவ் வாயு காணப்படுவதால் இதைச் சதுப்பு நில வாயு (marsh gas) என்பர். இவ் வாயு பெட்ரோலியம் போன்ற இயற்கை வாயுக்களிலும், நிலக்கரிச் சுரங்கங்களிலும் கிடைக்கிறது.

சோதனைச்சாலையில் மீத்தேன் தயாரிக்கும் முறை

சோதனைச் சாலையில், சோடியம் அசிட்டேட்டிலிருந்து மீத்தேன் தயாரிக்கப்படுகிறது. நீரற்ற சோடியம் அசிட்டேட்டையும் சோடா - சுண்ணாம்பையும் (Soda lime) 3 : 1 என்ற



படம் 72.

மீத்தேன் வாயு தயாரித்தல்

விகிதத்தில் கலந்து, படத்தில் காட்டியபடி ஒரு கெட்டியான சோதனைக் குழாயில் எடுத்துக் கொண்டு சூடு செய்ய வேண்டும். சூடுபடுத்தும் போது குழாயைச் சாய்ந்த நிலையில் வைத்துக் கொள்ள வேண்டும். கீழ்க்கண்ட சமன்பாட்டின்படி மீத்தேன் வாயு வெளியாகிறது. இவ் வாயு எத்திலீனை மாசாகப் பெற்றிருக்கலாம். இவ் வாயுக் கலவையை அடர் சல்ஃபூரிக் அமிலத்தின் மூலம் செலுத்தி, எத்திலீன் வாயு நீக்கப் படுகிறது. மீத்தேன் நீரின்மேல் சேகரிக்கப்படுகிறது.

$$CH_3COONa + NaOH \xrightarrow[(NaOH + CaO)]{} CH_4 \uparrow + Na_2CO_3$$

சோடாச் சுண்ணாம்பிலுள்ள கால்சியம் ஆக்சைடு, சோடியம் ஹைட்ராக்சைட் நீர்த்துப் போகாமல் பாதுகாக்கிறது. இதனால்தான் இக் கலவையைப் பயன் படுத்துகிறோம்.

இயற்பியல் பண்புகள்

மீத்தேன் நிறமற்ற, மணமற்றவாயு; காற்றை விட இலேசானது; நீரில் சிறிதளவே கரைகிறது; ஆனால், கனிமக் கரைப்பான்களான ஆல்கஹால் போன்றவற்றில் எளிதில் கரையும். இதை நீர்மமாகவும், திண்மமாகவும் மாற்றலாம்.

வேதிப் பண்புகள்

(1) இது தீப்பற்றி எரியக்கூடிய தன்மையுடையது. இது காற்றிலும், ஆக்சிஜனிலும் ஒளியற்ற சுடருடன் (Non-luminous flame) எரிந்து கார்பன் டைஆக்சைடையும், நீராவியையும் கொடுக்கிறது.

$$CH_4 + 2O_2 \longrightarrow CO_2 + 2H_2O$$

(2) மீத்தேன் ஒரு நிறைவுற்ற ஹைட்ரோ கார்பன். மற்ற தனிம அணுக்களுடன் கூடுவதில்லை. ஆகையால், இது நிலையானதாயுள்ளது (stable); இது அமிலம், காரம் போன்றவற்றுடனும், பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட், புரோமின் நீர் போன்ற ஆக்சிஜனேற்றிகளுடனும் வினைபுரிவதில்லை.

பதிலீட்டு வினை (Substitution reaction)

மங்கலான சூரிய ஒளியில் மீத்தேன் குளோரினுடன் வினைபடும்போது, மீத்தேனிலுள்ள ஹைட்ரஜன் அணுக்கள் ஒன்றன்பின் ஒன்றாகக் குளோரினால் வெளியேற்றப்பட்டு நான்கு புதிய சேர்மங்கள் படிப்படியாக உண்டாகின்றன. இவ்வாறு ஹைட்ரஜனை மற்றொரு தனிமத்தால் பதிலீடுசெய்யும் வினைக்குப் பதிலீட்டு வினை என்று பெயர்.

$$CH_4 + Cl_2 \longrightarrow HCl + CH_3Cl$$
(மீத்தைல் குளோரைடு)

$$CH_3Cl + Cl_2 \longrightarrow HCl + CH_2Cl_2$$
(மெத்திலீன் குளோரைடு)

$$CH_3Cl_2 + Cl_2 \longrightarrow HCl + CHCl_3$$
(குளோரோஃபாம்)

$$CHCl_3 + Cl_2 \longrightarrow HCl + CCl_4$$
(கார்பன் டெட்ரா குளோரைடு)

(3) பிரகாசமான சூரிய ஒளியில் மீத்தேன் குளோரினுடன் மிக்க வீரியத்துடன் வினைபட்டுக் கருமைநிறக் கார்பனை வீழ்படி

வாக்குகிறது. இவ் வீழ்படிவு அச்சு மை, பல வர்ணங்கள் ஆகியவை தயாரிக்கப் பயன்படுகிறது.

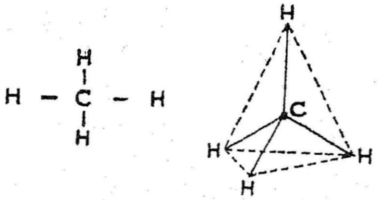
$$CH_4 + 2Cl_2 \longrightarrow C + 4HCl$$

(4) நீராவியை மீத்தேன் வாயுவின் மூலம், மிக அதிக வெப்பநிலையில், ஒரு வினைவேகமாற்றியின் முன்னிலையில் செலுத்தினால், கார்பன் மானாக்சைடும், ஹைட்ரஜனும் உண்டாகின்றன.

$$CH_4 + H_2O \longrightarrow CO + 3H_2 \uparrow$$

மீத்தேனுடைய அமைப்பு

மீத்தேனில் ஹைட்ரஜனும், கார்பனும் கீழ்க்கண்ட முறையில் பிணைக்கப்பட்டுள்ளன. ஓர் ஒழுங்கான நான்முகியின் (regular tetrahedron) நடுவில் கார்பன் அணுவும் அதன் நான்கு மூலைகளில் நான்கு ஹைட்ரஜன் அணுக்களும் கொண்டுள்ள அமைப்பை மீத்தேன் மூலக்கூறு பெற்றுள்ளது.



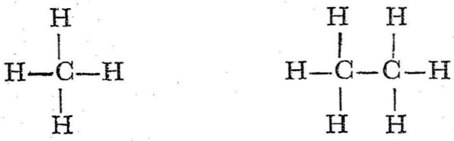
பயன்கள்

(i) வர்ணங்கள், அச்சு மை (printing ink) ஆகியவை தயாரிக்கப் பயன்படுகிறது. (ii) CH_3Cl, $CHCl_3$, CH_3OH போன்ற சேர்மங்களைத் தயாரிக்கப் பயனாகிறது. (iii) வீடுகளில் இயற்கை வாயு (Natural gas) என்ற எரிபொருளாகப் (fuel) பயன்படுகிறது.

ஈத்தேன்

(Ethane)

பாரஃபின் ஹைட்ரோகார்பன்கள் வரிசையில் ஈத்தேன் இரண்டாவது சேர்மமாகும். மீத்தேனுடைய ஒரு ஹைட்ரஜன் அணுவை, ஒரு மீத்தைல் தொகுதியால் பதிலீடு செய்து இச்சேர்மம் பெறப்படுகிறது. எனவே, இதை மீத்தேனின் பெறுதி (derivative) எனக் கருதலாம்.



மீத்தேன் ஈத்தேன்

இது இயற்கையில் கிடைக்கும் கனிம எண்ணெய்களில் (mineral oils) மிகுதியாகக் காணப்படுகிறது. இயற்கை வாயுவிலும், கரிவாயுவிலும் இது உள்ளது.

தயாரிக்கும் முறை

(1) சோதனைச் சாலையில் அடர் சோடியம் அசிட்டேட் கரைசலை மின்னாற்பகுத்து ஈத்தேன் பெறப்படுகிறது. இவ்வினையில் பிளாட்டினம் நேர் மின்முனையாகவும், காப்பர் எதிர் மின்முனையாகவும் செயல்படுகின்றன.

நுண் துளையுடனுள்ள ஒரு பாத்திரத்தில் பிளாட்டினம் வைக்கப்பட்டிருக்கிறது. துளை பாத்திரத்தில் ஒரு வெளியேற்றும் குழாய் அமைந்துள்ளது. சோடியம் அசிட்டேட் கரைசலின் வழியாக மின்சாரத்தைச் செலுத்தியவுடன், ஹைட்ரஜன் எதிர் மின்முனையில் வெளியாகிறது. ஈத்தேன், கார்பன் டைஆக்சைடு ஆகிய இரண்டும் நேர் மின்முனையில் கிடைக்கின்றன. ஈத்தேன் வாயுவைப் பொட்டாசியம்ஹைட்ராக்சைடு கரைசலின் வழியாகச் செலுத்திக் கார்பன் டைஆக்சைடு நீக்கப்படுகிறது. பிறகு ஈத்தேன் நீரின் மேல் சேகரிக்கப்படுகிறது.

$$2\,CH_3\,COONa \longrightarrow \underbrace{\underset{\text{ஈத்தேன்}}{C_2H_6} + 2CO_2}_{\text{நேர்மின்முனையில்}} + \underbrace{2Na}_{\text{எதிர்மின்முனையில்}}$$

$$\begin{matrix} CH_3\ COONa \\ CH_3\ COONa \end{matrix} \longrightarrow \begin{matrix} CH_3 \\ | \\ CH_3 \end{matrix} + 2CO_2 + 2Na$$

$$2Na + 2H_2O \longrightarrow 2NaOH + H_2 \uparrow$$

(2) மற்றொரு முறையிலும் ஈத்தேனைத் தயாரிக்கலாம். சோடியம் ப்ரொப்பியோனேட், சோடாச் சுண்ணாம்பு கலந்த கலவையை ஒரு கெட்டிக் கண்ணாடிக் குழாயில் எடுத்துக் கொண்டு சூடுபடுத்தினால் ஈத்தேன் வாயு கிடைக்கிறது.

$$C_2H_5COONa + NaOH \longrightarrow C_2\,H_6 + Na_2\,CO_3$$

(3) சோதனைச் சாலையில் எத்தில் அயோடைடு, பிறவி நிலை ஹைட்ரஜனால் ஒடுக்கப்பட்டுத் தூய்மையான ஈத்தேனைத் தருகிறது.

$$C_2H_5I + 2[H] \longrightarrow C_2H_6 + HI$$

இயற்பியல் பண்புகள்

ஈத்தேன் நிறமற்ற, மணமற்ற வாயு. இதை எளிதில் திரவமாக்கலாம். இவ் வாயு நீரில் சிறிதளவே கரைகிறது. ஆனால், ஆல்கஹாலில் நன்கு கரையும்.

வேதிப் பண்புகள்

(1) காற்று அல்லது ஆக்சிஜனில் எரிந்து கார்பன் டைஆக்சைடையும், நீரையும் உண்டாக்குகிறது.

$$2\,C_2H_6 + 7O_2 \longrightarrow 4\,CO_2 + 6H_2O$$

(2) மீத்தேனைப் போலவே மங்கலான சூரிய ஒளியில் குளோரினுடன் பதிலீட்டு வினையில் ஈடுபட்டு பல சேர்மங்களைத் தருகிறது. வினையின் இரண்டாவது படியில், அதாவது ஹைட்ரஜனும் நீக்கப்படும்போது எத்திலீடின் குளோரைடு (Ethylidene clhoride), எத்திலீன் டைகுளோரைடு (Ethylene di chloride) ஆகிய இரண்டு சேர்மங்கள் கிடைக்கின்றன. எத்திலீடின் குளோரைடில் இரண்டு குளோரின் அணுக்களும் ஒரே கார்பன் அணுவுடன் இணைந்துள்ளன. ஆனால், எத்திலீன் டைகுளோரைடில் அவை வெவ்வேறு கார்பன் அணுக்களுடன் இணைக்கப்பட்டுள்ளன.

$$CH_3\,CH_3 + Cl_2 \longrightarrow CH_3\,CH_2Cl + HCl$$

எத்தில் குளோரைடு

$$CH_3CH_2Cl + Cl_2 \longrightarrow CHCl_2 + HCl$$

எத்திலிடீன் குளோரைடு

அல்லது

$$ClH_2C - CH_2Cl + HCl$$

எத்திலீன் டைகுளோரைடு

இத்தகைய குளோரின் ஏற்ற (chlorynation) வினையில் கடைசி விளைபொருள் ஹெக்ஸா குளோரோ ஈத்தேன் ஆகும். $- CCl_3 - CCl_3 -$ இதேபோல் புரோமினும் வினைபடுகிறது.

(3) 450°C வெப்பநிலையில், ஒரு கிரியா ஊக்கியின் முன்னிலையில், ஈத்தேன் சிதைவடைந்து எத்திலீனைக் கொடுக்கிறது.

$$C_2H_6 \xrightarrow[\text{கிரியாஊக்கி}]{450^\circ} \underset{\text{எத்திலீன்}}{CH_2{=}CH_2} + H_2$$

பயன்கள்

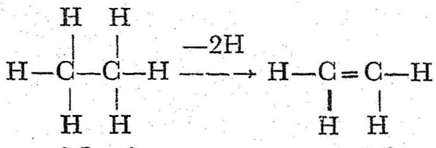
எரி பொருளாக இதன் பயன்கள் சிறப்புறவில்லை.

நிறைவுறுத ஹைட்ரோ கார்பன்கள்
(Unsaturated Hydrocarbons)

ஒலி:பீன்கள் அல்லது ஆல்கீன்கள் (Olefines or Alkenes)

ஆல்கின்கள், ஒலிஃபீன்கள் எனவும் வழங்கப்படுகின்றன. ஒலி:பீன் என்றால் எண்ணெய் உண்டாக்கும் சேர்மம் என்பது பொருள். இவ்வகையின் முதல் சேர்மம் எத்திலீனானதால், இவற்றை எத்திலீன் ஹைட்ரோகார்பன்கள் எனவும் வழங்கலாம்.

ஆல்கீன்கள் ஒன்று அல்லது அதற்கு மேற்பட்ட இரட்டைப் பிணைப்பைப் பெற்றுள்ளன. ஆலகீன்களைவிட இரண்டு ஹைட்ரஜன்களைக் குறைவாகப் பெற்றிருக்கின்றன.



ஈத்தேன் எத்திலீன்

எத்திலீன் ஹைட்ரோகார்பன்களின் பொதுவான மூலக்கூறு வாய்பாடு $C_n H_{2n}$ (n = 1, 2, 3...) ஆகும்.

இச் சேர்மங்களில் இரு பிணைப்புகள் இருப்பதால், ஒலி:பீன்கள் மிக்க வீரியம் வாய்ந்தவை. எனவே, இயற்கையில் கிடைப்பது மிக அரிது.

எத்திலீன்
(Ethylene C_2H_4)

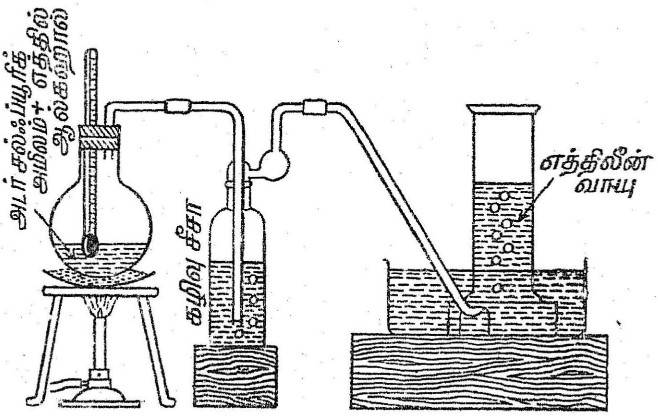
எத்திலீன் என்னும் சேர்மம் ஆல்கீன் படிவரிசையின் முதல் சேர்மமாகும். இது கரிவாயுவிலும், பெட்ரோலியம் கிணறுகளிலிருந்து வெளிவரும் இயற்கை வாயுக்களிலும் காணப்படுகிறது.

சோதனைச் சாலையில் தயாரித்தல்

சோதனைச்சாலையில் எத்தில் ஆல்கஹாலை அடர் சல்ஃபூரிக் அமிலத்துடன் 170° C-க்குச் சூடுபடுத்தி, ஆல்கஹாலில் உள்ள நீர் மூலக்கூறை நீக்கி எத்திலீன் பெறப்படுகிறது.

$$\begin{array}{c} H\quad H \\ |\quad\;\; | \\ H-C-C-H \\ |\quad\;\; | \\ \boxed{H\;\;OH} \end{array} \xrightarrow[-H_2O]{\text{அடர்}\,H_2SO_4} \begin{array}{c} H\quad H \\ |\quad\;\; | \\ H-C=C-H \\ \text{அதாவது} \\ CH_2 = CH \end{array}$$

எத்தில் ஆல்கஹால்



படம் 73.

எத்திலீன் வாயு தயாரித்தல்.

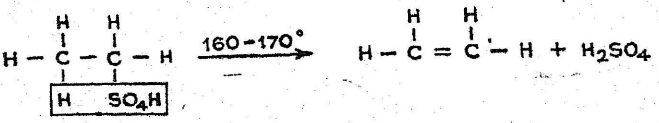
படத்தில் காட்டியபடி ஓர் உருண்டையான அடிப்பாகத்தையுடைய குடுவையில், 1:2 என்ற கன அளவு விகிதத்தில் கலந்துள்ள எத்தில் ஆல்கஹால், அடர் சல்ஃபூரிக் அமிலக் கலவையை எடுத்துக்கொள்ள வேண்டும். குடுவையின் வாயுவை ஒரு துளை அடைப்பானால் மூடி ஒரு துளையின் வழியாக ஒரு வெப்பமானியையும், மற்றொன்றின் வழியாக ஒரு போக்குக் குழாயையும் இணைக்கவேண்டும். குடுவையை ஒரு மணல் தட்டின்மீது வைத்து, 160—170° C வெப்பநிலைக்குச் சூடுபடுத்த வேண்டும். அப்போது எத்தில் ஆல்கஹால் நீக்கம் அடைந்து எத்திலீனைக் கொடுக்கிறது. இங்கு அடர் சல்ஃபூரிக் அமிலம் நீர் நீக்கியாகச் செயல்படுகிறது.

இவ்விதம் உண்டாகி போக்குக் குழாய்மூலம் வெளிவரும் எத்திலீனில் சல்ஃபர் டைஆக்சைடும் மாசுகளாகக் கலந்துள்ளன எத்திலீன் வாயுவைச் சோடியம் ஹைட்ராக்சைடு கரைசலுள்ள ஒரு கழுவு சீசாவின் மூலம் செலுத்த வேண்டும். அப்போது சல்ஃபர் டைஆக்சைடும், கார்பன் டை ஆக்சைடும் சோடியம் ஹைட்ராக்சைடில் கரைந்து நீக்கப்படுகின்றன. எஞ்சியுள்ள எத்திலீன் வாயு வெளிவருகிறது. இதை ஒரு வாயு ஜாடியில் நீரின்மேல் சேகரிக்கலாம்.

இம் முறையில் கீழ்க்கண்ட வினைகள் நடைபெறுகின்றன. வினை இரண்டு படிகளில் நடப்பதாகக் கருதப்படுகிறது. ஆல்கஹால் முதலில் சல்ஃபூரிக் அமிலத்துடன் வினைபட்டு எத்தில் ஹைட்ரஜன் சல்ஃபேட் உண்டாகிறது.

$$CH_3 - CH_2\boxed{OH + H}HSO_4 \longrightarrow CH_3 - CH_2 \cdot HSO_4$$

எத்தில் ஹைட்ரஜன் சல்ஃபேட்



இயற்பியல் பண்புகள்

எத்திலீன் நிறமற்ற, இனிய மணமுள்ள வாயு; நீரில் சிறிதளவே கரைகிறது. இது காற்றைவிட சிறிது இலேசானது. அதிக நேரம் முகர்ந்தால் மயக்கத்தை உண்டாக்கக்கூடியது.

வேதிப் பண்புகள்

(1) காற்றுடன் வினை: இது காற்றில் ஒளியுள்ள சுடருடன் எரிந்து கார்பன் டைஆக்சைடையும், நீராவியையும் கொடுக்கிறது.

$$C_2H_4 + 3O_2 \longrightarrow 2CO_2 + 2H_2O$$

பாரஃபின் ஹைட்ரோ கார்பன்களைவிட எத்திலீன் மிக்க வீரியமுள்ளது. இது கூடுதல் வினைகள், ஆக்சிஜனேற்ற வினைகள், பலபடியாக்கல் வினைகள் ஆகியவற்றில் ஈடுபடுகிறது.

(2) கூடுதல் வினைகள் (Addition reactions): எத்திலீன் ஒரு நிறைவுறுத ஹைட்ரோகார்பன், இது நிறைவுற்ற ஹைட்ரோ கார்பன் ஈத்தேனைவிட இரண்டு ஹைட்ரஜன் அணுக்களைக் குறைவாகப் பெற்றிருக்கிறது. இதைப் பூர்த்தி செய்ய இதன் மூலக்கூறிலுள்ள இரண்டு கார்பன் அணுக்களுக்கிடையே இரட்டைப் பிணைப்பு ஒன்று உள்ளது. மற்ற பொருள்கள் எத்திலீனுடன் வினைபடும்போது, இரட்டைப் பிணைப்பு திறந்துகொண்டு, வினைப்படும் பொருள்

களின் ஒரு பகுதி ஒரு கார்பன் அணுவுடனும், மற்றொரு பகுதி மற்றொரு கார்பன் அணுவுடனும் இணைந்து, நிறைவுற்ற கூட்டுச் சேர்மங்கள் உண்டாகின்றன. அணுக்கள் இரட்டைப் பிணைப்பிக்குக் குறுக்காகக் கூடுகின்றன. இத்தகைய வினை கூட்டுவினை (addition reaction) எனப்படுகிறது. இரட்டைப் பிணைப்பு ஒற்றைப் பிணைப்பாக மாற்றப்படுகிறது. எத்திலீன் கூட்டு வினையில் கீழ்க்கண்டவாறு ஈடுபடுகிறது:

(i) **ஹைட்ரஜனின் சேர்க்கை:** சூடுபடுத்தப்பட்ட நுண்துகளான நிக்கல் வினை வேகமாற்றியின் முன்னிலையில், எத்திலீனும், ஹைட்ரஜனும் இணைந்து ஈத்தேன் என்ற நிறைவுற்ற ஹைட்ரோ கார்பனை உண்டாக்குகின்றன. இவ் வினையில் பிளாட்டினம், பெல்லேடியம் ஆகிய உலோகங்களையும் வினை வேகமாற்றியாகப் பயன்படுத்தலாம்.

$$\begin{array}{l} CH_2 \\ \| \\ CH_2 \end{array} + H_2 \xrightarrow[\Delta]{Ni} \begin{array}{l} CH_3 \\ | \\ CH_3 \end{array}$$

ஈத்தேன்

(ii) **ஹாலஜன்களின் சேர்க்கை:** எத்திலீன் மிக எளிதில் குளோரின், புரோமின் ஆகிய வற்றுடன் வினைபட்டு எத்திலீன் டைகுளோரைடு, எத்திலீன் டைபுரோமைடு ஆகிய சேர்மங்களை உண்டாக்குகிறது.

$$\begin{array}{l} CH_2 \\ \| \\ CH_2 \end{array} + Cl_2 \longrightarrow \begin{array}{l} CH_2Cl \\ | \\ CH_2Cl \end{array}$$

எத்திலீன்டைபுரோமைடு

$$\begin{array}{l} CH_2 \\ \| \\ CH_2 \end{array} + Br_2 \longrightarrow \begin{array}{l} CH_2Br \\ | \\ CH_2Br \end{array}$$

எத்திலீன்டைபுரோமைடு

எத்திலீன் புரோமின் நிறத்தை நீக்குகிறது.

(iii) **ஹைட்ரஜன் ஹாலைடுகளுடன் வினை:** எத்திலீன் ஹைட்ரஜன் குளோரைடு, ஹைட்ரஜன் புரோமைடு, ஹைட்ரஜன் அயோடைடு போன்ற சேர்மங்களை உண்டாக்குகிறது.

$$H_2C = CH_2 + HCl \longrightarrow H_3C-CH_2Cl$$

(எத்தில் குளோரைடு)

$$H_2C = CH_2 + HBr \longrightarrow H_3C-CH_2Br$$

(எத்தில் புரோமைடு)

$$H_2C = CH_2 + HI \longrightarrow H_3C - CH_2I$$
(எத்தில் அயோடைடு)

(iv) அடர் சல்ஃபூரிக் அமிலத்துடன் வினைபட்டு, எத்தில் ஹைட்ரஜன் சல்ஃபேட்டைக் கொடுக்கிறது.

$$\begin{matrix} CH_2 \\ \| \\ CH_2 \end{matrix} + H_2SO_4 \longrightarrow \begin{matrix} CH_3 \\ | \\ CH_2HSO_4 \end{matrix}$$
எத்தில் ஹைட்ரஜன் சல்ஃபேட்

(v) **பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட்டுடன் வினை :** எத்திலீன் காரம் கலந்த பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட்டுக் கரைசலை நிறமற்ற தாக்குகிறது. அப்போது எத்திலீன் ஆக்சிஜனேற்றமுற்று எத்திலீன் கிளைக்காலைக் (glycol) கொடுக்கிறது.

$$\begin{matrix} CH_2 \\ \| \\ CH_2 \end{matrix} + H_2O + (O) \longrightarrow \begin{matrix} CH_2OH \\ | \\ CH_2OH \end{matrix}$$
எத்திலீன் கிளைக்கால்

(3) **பல்பகுதிச் சேர்க்கை அல்லது பல படியாக்கல்** (Polymerisation) **:** ஒரு பொருளின் பலசிறு மூலக்கூறுகள் இணைந்து ஒரு பெரிய மூலக்கூறு உண்டாகும் வினையைப் பல்பகுதிச் சேர்க்கை என்கிறோம். இவ்விதம் உண்டாகும் பெரிய மூலக்கூறு பலபடி (Polymer) எனப்படுகிறது. எத்திலீனை அதிக அழுத்தத்தில் சூடு படுத்தினால் பல எத்திலீன் மூலக்கூறுகள் கூடி பாலித்தீன் (Polythene) என்னும் பிளாஸ்டிக் உண்டாகிறது.

$$nC_2H_4 \longrightarrow (C_2H_4)_n$$

பயன்கள்

(1) எத்திலீன் டைகுளோரைடு, டைபுரோமைடு, எத்திலீன் கிளைக்கால், பாலித்தீன் பிளாஸ்டிக் போன்றவற்றைத் தயாரிக்கப் பயன்படுகிறது.

(2) செயற்கை முறையில் கனியாகாத காய்களைப் பழுக்க வைக்கப் பயனாகிறது.

(3) மருத்துவத்தில் உணர்ச்சி அகற்றியாகப் பயன் படுகிறது.

அசிட்டிலீன்

(Acetylene) C_2H_2

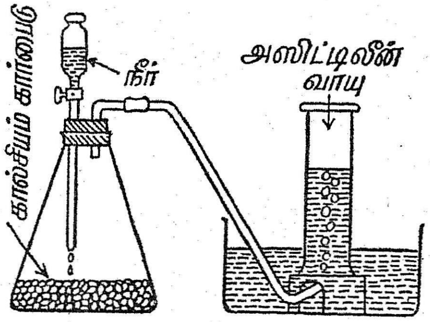
அசிட்டிலீன், ஆல்கைன் ஹைட்ரோ கார்பன்கள் வகையைச் சேர்ந்தது. இதில் முப்பிணைப்பு உள்ளது. இவ் வகைச் சேர்மங்களின் பொதுவான மூலக்கூறு வாய்பாடு C_nH_{2n-2} அசிட்டிலீனின் மூலக்கூறு வாய்பாடு C_2H_2 ஆகும். இச் சேர்மம் பெட்ரோலியம் சிதைந்து உண்டாகிறது. சிறிதளவு அசிட்டிலீன் கரி வாயுவிலும் உள்ளது.

சோதனைச் சாலையில் தயாரிக்கும் முறை

சோதனைச் சாலையில், கால்சியம் கார்பைடின் மீது குளிர்ந்த நீரை ஊற்றி அசிட்டிலீன் தயாரிக்கப்படுகிறது.

$$CaC_2 + 2H_2O \longrightarrow C_2H_2 + Ca(OH)_2$$

கால்சியம் கார்பைடு — அசிட்டிலீன்



படம் 74.

அஸிட்டிலீன் வாயு தயாரித்தல்

படத்தில் காட்டியுள்ளதுபோல் கால்சியம் கார்பைடுத் துகள்களை ஒரு கூம்புக் குடுவையில் எடுத்துக்கொள்ள வேண்டும். கூம்புக் குடுவையின் வாயை இருதுளை அடைப்பானல் மூடி, ஒரு துளையின் வழியாக ஒரு திசில் புனலையும், மற்றொன்றின் வழியாக ஒரு போக்குக் குழாயையும் செலுத்த வேண்டும். பிரிபுனலில் நீரை எடுத்துக்கொண்டு, அதைச் சொட்டுச் சொட்டாகக் கால்சியம் கார்பைடின்மீது ஊற்ற வேண்டும். அசிட்டிலீன் வாயு வெளியாகிறது.

இவ்விதம் உண்டாகும் அசிட்டிலீன் வாயுவில் பாஸ்ஃபீன், அம்மோனியா ஆகிய இரண்டும் மாசுகளாக உள்ளன. அசிட்

டிலீன் வாயுவை அமிலங்கலந்த காப்பர் சல்ஃபேட் கரைசலின் மூலம் செலுத்தி இம் மாசுகள் நீக்கப்படுகின்றன. பிறகு தூய அசிட்டிலீன் வாயு நீரின் மேல் சேகரிக்கப்படுகிறது.

இயற்பியல் பண்புகள்

அசிட்டிலீன் நிறமற்ற வாயு. தூயநிலையில் இனிய மண முடையது. தூய்மையற்ற அசிட்டிலீன் வாயுவுக்கு இனிய மணம் இல்லை. நீரில் சிறிதளவு கரைகிறது. ஆனால் அசிட்டோன், ஆல்கஹால் போன்ற கரிமக் கரைப்பான்களில் நன்கு கரைகிறது.

வேதிப் பண்புகள்

(1) இது காற்றில் ஒளி மிகுந்த சுடருடனும், புகையுடனும் எரிந்து கார்பன் டைஆக்சைடையும், நீராவியையும் கொடுக்கிறது.

$$2CHH_2 + 5O_2 \longrightarrow 4CO_2\uparrow + 2H_2O$$

ஆக்சிஜனையும், அசிட்டிலீனையும் கலந்து ஓர் எரிகுழாயில் எரிய வைப்பதால் உண்டாகும் சுடர் மிகவும் வெப்பமுள்ளதாய் உள்ளது. இதற்கு ஆக்சி—அசிட்டிலீன் சுடர் என்று பெயர். இதைப் பயன்படுத்தி உலோகங்களை உருக்கிப் பிணைக்கவும். வெட்டவும் முடிகிறது.

(2) அசிட்டிலீனும் ஒரு நிறைவுறாத ஹைட்ரோகார்பன் ஆகும். இதன் மூலக்கூறில் இரு கார்பன் அணுக்களுக்கிடையே ஒரு முப் பிணைப்பு உள்ளது. ஆகையால் இது கூட்டு வினையில் ஈடுபடுகிறது. இஃது எத்திலீனைவிட அதிக நிறைவுறாத தன்மையைப் பெற்றிருக்கிறது. அசிட்டிலீன் கூடுதல் வினைகள், ஆக்சிஜனேற்ற வினைகள், பலபடியாக்கல் ஆகிய வினைகளில் ஈடுபடுகிறது. இதன் கூட்டு வினைகள் இரண்டு படிகளில் (stages) நடக்கிறது. இரண்டு கூட்டுச் சேர்மங்கள் உண்டாகின்றன. ஒவ்வொரு படியிலும் வினை நிகழும்போது இரண்டு ஓரிணை திறனுடைய தனிம அணுக்கள் இணைகின்றன.

(i) ஹைட்ரஜனுடன் கூடுதல் : நுண்துகளான நிக்கல் முன்னிலையில், 140°C வெப்பநிலையில், அசிட்டிலீன் ஹைட்ரஜனுடன் வினைபட்டு முதலில் எத்திலீனையும், பிறகு ஈத்தேனையும் கொடுக்கிறது.

$$\underset{\text{அசிட்டிலீன்}}{CH \equiv CH} + H_2 \xrightarrow[140^\circ]{Ni} \underset{\text{எத்திலீன்}}{CH = CH_2} + H_2 \longrightarrow \underset{\text{ஈத்தேன்}}{CH_3 - CH_3}$$

(ii) ஹாலஜன்களுடன் வினை : அசிட்டிலீன், குளோரின் புரோமின் ஆகியவற்றுடன் இணைந்து ஹாலஜன் பெறுதிகளை உண்டாக்குகிறது.

$$\begin{matrix} CH \\ ||| \\ CH \end{matrix} + Cl_2 \longrightarrow \begin{matrix} CHCl \\ || \\ CHCl \end{matrix} + Cl_2 \longrightarrow \begin{matrix} CH\ Cl_2 \\ | \\ CH\ Cl_2 \end{matrix}$$

அசிட்டிலீன் டைகுளோரைடு — அசிட்டிலீன் டெட்ராகுளோரைடு

அசிட்டிலீன் புரோமினுடன் வினைபடும்போது புரோமின் நீர் நிறமற்றதாகிறது.

$$\begin{matrix} CH \\ ||| \\ CH \end{matrix} + Br_2 \longrightarrow \begin{matrix} CH\ Br \\ = \\ CHBr \end{matrix} + Br_2 \longrightarrow \begin{matrix} CH\ Br_2 \\ | \\ CHBr_2 \end{matrix}$$

அசிட்டிலீன் டைபுரோமைடு — அசிட்டிலீன் டெட்ரா புரோமைடு

(iii) ஹாலஜன் அமிலங்களுடன் வினை: இது ஹைட்ரஜன் புரோமைடுடன் கூட்டுவினையில் ஈடுபடுகிறது. முதல்படியில் வைனைல் புரோமைடும் (vinyl bormide), இரண்டாம் படியில் எத்திலிடீன் புரோமைடும் (ethylidine bormide) பெறப்படுகின்றன.

$$\begin{matrix} CH \\ ||| \\ CH \end{matrix} + HBr \longrightarrow \begin{matrix} CH_2 \\ = \\ CHBr \end{matrix} \xrightarrow{+ HBr} \begin{matrix} CH_3 \\ | \\ CHBr_2 \end{matrix}$$

வைனைல் புரோமைடு — எத்திலிடீன் புரோமைடு

(iv) நீருடன் வினைபடுதல் : சிறிதளவு மெர்க்குரிக் சல்ஃபேட் கலந்துள்ள நீர்த்த சல்ஃபூரிக் அமிலத்தின்மூலம் அசிட்டிலீனைச் செலுத்தினால் அசிட்டால்டிஹைடு (acetaldehyde) உண்டாகிறது.

$$CH \equiv \xrightarrow[HgSO_4]{H_2SO_4} CH_2 = CH\ (OH) \longrightarrow CH_3{-}CHO$$

வைனைல்ஆல்கஹால் (நிலையற்றது) — அசிட்டால்டிஹைடு

(v) ஆக்சிஜனேற்ற வினைகள்: குரோமிக் அமிலக் கரைசலின் வழியாக, அசிட்டிலீன் செலுத்தப்படும்போது, அது ஆக்சிஜனேற்றமடைந்து அசிட்டிக் அமிலம் உண்டாகிறது.

$$CH \equiv CH + H_2O + [O] \longrightarrow CH_3\ COOH$$

அசிடிக் அமிலம்

பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட் காரக் கரைசலின் மூலம் அசிட்டிலீன் செலுத்தப்பட்டால், ஆக்சாலிக் அமிலம் உண்டாகிறது.

$$\begin{matrix} CH \\ ||| \\ CH \end{matrix} + 4\,[O] \longrightarrow \begin{matrix} COOH \\ | \\ COOH \end{matrix}$$

ஆக்சாலிக் ஆமிலம்

(vi) பதிலீட்டு வினைகள் : அசிட்டிலீனிலுள்ள இரு ஹைட்ரஜன் அணுக்களையும் இரு உலோக அணுக்களால் பதிலீடு செய்ய முடியும். இதற்குக் காரணம், அமிலங்களைப்போன்று அசிட்டிலீனும் பதிலீடு செய்யத் தக்க ஹைட்ரஜன் அணுக்களைப் பெற்றிருப்பதேயாகும். ஆகையால், அசிட்டிலீன் அமிலத்தன்மை பெற்றுள்ளதாகக் கருதப்படுகிறது.

(a) அம்மோனியா கலந்த சில்வர் நைட்ரேட்டுடன் அசிட்டிலீனை வினைபடுத்தினால் சில்வர் அசிட்டிலைடு (acetylide) என்ற வெண்மை நிற வீழ்படிவு உண்டாகிறது.

$$\begin{matrix} CH \\ ||| \\ CH \end{matrix} + 2\,Ag\,NO_3 + 2\,NH_4\,OH \longrightarrow \begin{matrix} AgC \\ ||| \\ AgC \end{matrix} + 2NH_4NO_3 + 2H_2O$$

சில்வர் அசிட்டிலைடு

(b) அசிட்டிலீனை அம்மோனியா கலந்த குப்ரஸ் குளோரைடு கரைசல் மூலம் செலுத்தினால், சிவப்பு நிறக் குப்ரஸ் அசிட்டிலைடு வீழ்படிவாகிறது.

$$CH \equiv CH + Cu_2\,Cl_2 + 2NH_4OH \longrightarrow CuC \equiv CCu \uparrow + 2NH_4Cl + 2H_2O$$

குப்ரஸ் அசிட்டிலைடு

(viii) பலபடிச் சேர்க்கை (Polymerisation): பழுக்கக் காய்ந்த ஒரு குழாய் மூலம் அசிட்டிலீனைச் செலுத்தினால் பென்சீன் உண்டாகிறது. இவ் வினையின்போது மூன்று அசிட்டிலீன் மூலக்கூறுகள் சேர்ந்து ஒரு பென்சீன் (benzene) மூலக்கூறு உண்டாகிறது. பென்சீன் ஓர் அரோமாடிக் (aromatic) ஹைட்ரோகார்பன்.

$$3CH \equiv CH \longrightarrow C_6H_6$$ (பென்சீன்)

பயன்கள்

(1) சைக்கிள் விளக்குகளிலும், கலங்கரை விளக்கங்களிலும் இது பயன்படுகிறது. (2) ஆக்சி அசிட்டிலீன் ஊது உலைகளில்

ஹைட்ரோ கார்பன்களுக்கிடையே உள்ள வேறுபாடுகள்

பண்பு	மீத்தேன்	எத்திலீன்	அசிட்டிலீன்
1. அமைப்பு	நிறைவுற்ற ஹைட்ரோ கார்பன்.	இரட்டைப் பிணைப்பு உடைய நிறைவுறாத ஹைட்ரோ கார்பன்.	முப்பிணைப்பு உடைய நிறைவுறாத ஹைட்ரோ கார்பன்.
2. நிறம்	நிறமற்றது	நிறமற்றது	நிறமற்றது.
3. மணம்	மணமற்றது	இலேசான இனிய மணமுடையது.	இனிய மணமுடையது.
4. எரியும் தன்மை	புகையற்ற, நீலநிற, ஒளியற்ற சுடருடன் எரிகிறது.	புகையுள்ள ஒளி மிகுந்த சுடருடன் எரிகிறது.	மிகுந்த புகையுடனும் ஒளியுடைய சுடருடனும் எரிகிறது.
5. ஆக்சிஜனுடன் வினை	வீரியத்துடன் வினைபுரிகிறது.	வீரியத்துடன் வினை புரிகிறது.	நன்கு வினைபுரிகிறது.
6. புரோமின் நீருடன் வினை	மாற்றம் இல்லை	புரோமின் நீர் நிறமற்றதாகிறது.	புரோமின் நீர் நிறத்தை இழக்கிறது.

பண்பு	மீத்தேன்	எத்திலீன்	அசிட்டிலீன்
7. காரங் கலந்த பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட்டுடன் வினை	எவ்வித மாற்றமும் உண்டாவதில்லை	பெர்மாங்கனேட் நிறத்தை இழக்கிறது. எத்திலீன் க்ளைக்கால் உண்டாகிறது	கரைசல் நிறமற்றதாகிறது. ஆக்சாலிக் அமிலம் கிடைக்கிறது.
8. சல்ஃபூரிக் அமிலத்துடன் வினை	வினை ஏதும் இல்லை	அடர் சல்ஃபூரிக் அமிலத்துடன் எத்தில் ஹைட்ரஜன் சல்ஃபேட்டைத் தோற்றுவிக்கிறது	$HgSO_4$ஐப் பெற்றுள்ள நீர்த்த சல்ஃபூரிக் அமிலத்துடன் அசிட்டால்டிஹைடை உண்டாக்குகிறது.
9. அம்மோனியா கலந்த சில்வர் நைட்ரேட்டுடன் வினை	வினை இல்லை	வினை இல்லை	வெண்மை நிற சில்வர் அசிட்டிலைடு வீழ்படிவாகிறது.
10. அம்மோனியா கலந்த குப்ரஸ் குளோரைடுடன் வினை	வினை இல்லை	எவ்வித மாற்றமும் இல்லை	சிவப்பு நிற குப்ரஸ் அசிடிலைடு வீழ்படிவாக உண்டாகிறது.

உலோகங்களை வெட்டவும், உருக்கவும் இணைக்கவும் அசிட்டிலீன் பயன்படுகிறது. (3) நியோப்ரின் என்ற செயற்கை இரப்பர் தயாரிக்கவும், அசிட்டால்டிஹைடு, வைனைல் குளோரைடு, அசிட்டிலீன் டெட்ரா குளோரைடு ஆகியவற்றைத் தயாரிக்கவும் இச் சேர்மம் பயன்படுகிறது.

எத்தில் ஆல்கஹால்

(Ethyl Alcohol C_2H_5OH)

ஆல்கஹால்கள் ஹைட்ராக்சில் தொகுதியைப் (OH) பெற்றுள்ள சேர்மங்கள். இவற்றின் பொதுவான மூலக்கூறு வாய்பாடு R—OH ஆகும். இவ் வாய்பாட்டில் R—என்பது ஒரு ஆல்கைல் தொகுதியைக் குறிக்கிறது. எத்தில் ஆல்கஹால் அல்லது எத்தனால், C_2H_5OH, ஈத்தேனிலிருந்து பெறப்படுகிறது. ஈத்தேனிலுள்ள ஒரு ஹைட்ரஜன் அணுவை ஒரு OH— தொகுதியினால் பதிலீடு செய்தால் எத்தில் ஆல்கஹால் கிடைக்கிறது.

ஈத்தேன் → எத்தில் ஆல்கஹால்

எத்தில் ஆல்கஹால், சர்க்கரை அல்லது ஸ்டார்ச்சுப் பொருள்களை நொதித்தல் (fermentation) முறையில் சிதைத்துப் பெறப்படுகிறது.

நொதித்தல் (Fermentation)

நொதித்தல் என்பது சிக்கலான கரிமச் சேர்மங்கள் என்சைம்களின் (enzymes) உதவியால் சிதைவுற்று அதனினும் சிறிய மூலக்கூறுகளுடைய சேர்மங்கள் உண்டாகும் வினையாகும். என்சைம்கள் என்பன உயிரினங்களால் சுரக்கப்படும் கரிமச் சேர்மங்களாகும். நொதித்தல் நிகழும்போது என்சைம்கள் கரிம வினைவேக மாற்றியாகச் செயல்படுகின்றன. என்சைம்கள் வெப்பம், மின்சாரம் இவற்றால் பாதிக்கப்படுகின்றன. ஒரு குறிப்பிட்ட என்சைம் ஒரு வினையைத்தான் ஊக்குவிக்க முடியும். ஈஸ்ட் (yeast) எனற தாவர வகையில் பல என்சைம்கள் உள்ளன. இவ் வகையைச் சேர்ந்த பலவினைகளில் கார்பன் டை ஆக்சைடு நுரைத்த பொங்குதலுடன் வெளிவருகிறது.

இதனுல் திரவம் முழுவதும் கொதிப்பது போல் தோன்றுகிறது. இக் காரணத்தினுல்தான் இம் முறை நொதித்தல் முறை என வழங்கப்படுகிறது.

இம் முறையைப் பயன்படுத்திக் கீழ்க்கண்டவாறு இரு வகைகளில் எத்தில் ஆல்கஹால் தயாரிக்கலாம்.

தயாரிக்கும் முறை

(1) கரும்புச் சர்க்கரையிலிருந்து : சர்க்கரையைப் படிக மாக்கி நீக்கிய பிறகு கிடைக்கும் நீர்த்த கரைசல் அல்லது கழிவுப்பாகுக்கரைசலைச் (molasses) சிறிதளவு நீர்த்த சல்ஃபூரிக் அமிலத்துடன் சேர்க்கவேண்டும். இக் கரைசலுடன் ஈஸ்ட்டைச் சேர்த்து, இதை 20°C வெப்பநிலையில் சிலநாள்கள் வைத்திருக்க வேண்டும். அப்போது ஈஸ்ட்டிலிருந்து உண்டாகும் இன்வெர்ட்டேஸ் (invertase) என்ற என்சைம் சுக்ரோஸ் எனப்படும் சர்க்கரை மூலக்கூறைச் சிதைத்துக் குளுக்கோஸ், ஃபிரக்டோஸ் ஆகிய சேர்மங்களைக் கொடுக்கிறது.

$$C_{12}H_{22}O_{11} + H_2O \xrightarrow{\text{இன்வெர்ட்டேஸ்}} \underset{\text{குளுக்கோஸ்}}{C_6H_{12}O_6} + \underset{\text{ஃபிரக்டோஸ்}}{C_6H_{12}O_6}$$

ஈஸ்ட் உண்டாக்கும் மற்ருெரு என்சைமான சைமேஸ் (Zymase) என்பது குளுக்கோசையும், ஃபிரக்டோசையும் சிதைத்து எத்தில் ஆல்கஹாலையும், கார்பன் டைஆக்சைடையும் உண்டாக்குகிறது.

$$C_6H_{12}O_6 \xrightarrow{\text{சைமேஸ்}} \underset{\text{எத்தில் ஆல்கஹால்}}{C_2H_5OH} + 2CO_2 \uparrow$$

(2) ஸ்டார்ச்சிலிருந்து : உருளைக்கிழங்கு, அரிசி, கோதுமை பார்லி போன்ற மலிவான ஸ்டார்ச் (starch) அதிகமாக உள்ள பொருள்களிலிருந்தும் எத்தில் ஆல்கஹால் தயாரிக்கப்படுகிறது.

உருளைக்கிழங்கை மெல்லியத் துண்டுகளாக்கி, 140—150°C வெப்பநிலையில், அதிக அழுத்தத்தில் நீராவியுடன் சேர்த்து வேகவைக்கவேண்டும் இப்போது 'கூழ்' போன்ற (mash) ஒரு கரைசல் கிடைக்கிறது. இத்துடன் மால்ட் (malt) அல்லது முளைக்கவைத்த பார்லியைச் சேர்த்து 50°C வெப்பநிலையில் வைத்திருக்கவேண்டும். அப்போது மால்ட்டிலிருந்து உண்

டாகும் டயஸ்டேஸ் (diastase) என்ற என்சைம் ஸ்டார்ச்சை, மால்ட்டோஸ் (maltose) என்ற சர்க்கரைப் பொருளாக மாற்று கிறது.

$$2(C_6H_{10}O_5)n + nH_2O \xrightarrow{\text{டயஸ்டேஸ்}} \underset{\text{மால்ட்டோஸ்}}{nC_{12}H_{22}O_{11}}$$

இக் கரைசலை 15°C வெப்ப நிலைக்குக் குளிரச் செய்து இத்துடன் ஈஸ்ட்டைச் சேர்க்கவேண்டும். ஈஸ்ட்டி லிருந்து மால்ட்டேஸ், சைமேஸ் என்ற இரு என்சைம்கள் உண் டாகின்றன. இவற்றில் மால்ட்டேஸ் என்ற என்சைம் மால்ட் டோசைக் குளுக்கோஸாக மாற்றுகிறது.

$$C_{12}H_{22}O_{11} + H_2O \xrightarrow{\text{மால்ட்டேஸ்}} \underset{\text{குளுக்கோஸ்}}{2C_6H_{12}O_6}$$

மற்றொரு என்சைமான சைமேஸ், குளுக்கோஸை சிதைத்து எத்தில் ஆல்கஹாலையும், கார்பன் டைஆக்சைடை யும் தருகிறது.

$$C_6H_{12}O_6 \xrightarrow{\text{சைமேஸ்}} 2C_2H_5OH + 2CO_2 \uparrow$$

மேற்கண்ட இருமுறைகளில் நொதித்தலால் கிடைக்கும் திரவத்தில் 10% ஆல்கஹால்தான் கிடைக்கும். எஞ்சியுள்ளது நீராக இருக்கும். இக் கலவையிலிருந்து நீரை நீக்கி, ஆல்க ஹாலைத் தூய்மைப்படுத்தும்போது கீழ்க்கண்ட ஆல்கஹால் வகைகள் உண்டாகின்றன.

(a) வடித்துப் பிரித்த சாராயம் (Rectified spirit): நொதித்தல் முறையில் கிடைத்த ஆல்கஹாலை வடிகட்டிப் பின்னர் காய்ச்சி வடித்தலுக்கு உட்படுத்த வேண்டும். அப்போது எத்தில் ஆல் கஹால் அதன் கொதிநிலையில் ஆவியாகிறது. கிடைக்கும் இந்த ஆவியைக் குளிர்வித்தால் தூய்மையான 95% எத்தில் ஆல்கஹால் உண்டாகிறது. இதை வடித்துப் பிரித்த சாராயம் என்பர்.

(b) தனி ஆல்கஹால் (Absolute alcohol): வடித்துப் பிரித்த சாராயத்தில் மேலும் 4—5% நீர் உள்ளது. இதனுடன் சுட்ட சுண்ணும்பைச்சேர்த்து மீண்டும் காய்ச்சி வடித்தால், பெருமளவு

நீர் நீக்கப்படுகிறது. ஆல்கஹாலைச் சோடிய உலோகம் அல்லது கால்சியத்தின் மீது காய்ச்சி வடித்தால் எஞ்சியுள்ள நீர் முழுவதும் நீக்கப்பட்டு, நீரற்ற ஆல்கஹால் கிடைக்கிறது, இதற்குத் தனி ஆல்கஹால் எனப் பெயர்.

(c) தன்மை மாறிய சாராயம் (Denatured alchohol) : தொழிற் சாலை, சோதனைச்சாலை ஆகியவற்றில் பயன்படும் ஆல்கஹாலைக் குடிக்கத்தகாதவாறு மாற்ற வேண்டும். இதற்காக ஆல்கஹாலுடன், மெத்தில் ஆல்கஹால், பிரிடீன் அல்லது ஃபார்மால்டிஹைடு போன்ற நச்சுத்தன்மையுள்ள பொருள்களைச் சேர்த்தால், அது குடிக்கத் தகுதியற்றதாகி விடுகிறது. இதற்குத் தன்மை மாறிய சாராயம் என்று பெயர் ஏற்படுகிறது.

இயற்பியல் பண்புகள்

எத்தில் ஆல்கஹால் நிறமற்ற, இனிய மணமுடைய திரவம். எரிச்சலூட்டும் சுவையுடையது. எளிதில் ஆவியாகும் தன்மையுடையது. நீரைவிட இலேசானதால் நீரில் நன்கு கரைகிறது. இதன் கொதிநிலை 78·5°C. இதைச் சிறிதளவு உட்கொண்டால் நன்கு ஊக்குவிக்கும் திரவமாக இருக்கிறது. ஆனால், அதிக அளவு எடுத்துக்கொண்டால் நச்சுத்தன்மை உள்ளதாக மாறி விடுகிறது.

வேதிப் பண்புகள்

(1) எரிதல்: எத்தில் ஆல்கஹால் காற்றில் ஒளியற்ற நீல நிறச்சுடருடன் எரிந்து கார்பன்-டைஆக்சைடையும், நீராவியையும் தோற்றுவிக்கிறது.

$$C_2H_5OH + 3O_2 \longrightarrow 2CO_2\uparrow + 3H_2O$$

(2) சோடியத்துடன் வினை: எத்தில் ஆல்கஹால் சோடியத்துடன் மிக்க வீரியத்துடன் வினைபுரிந்து ஹைட்ரஜனை வெளியேற்றுகிறது. சோடியம் ஈத்தாக்சைடு என்ற திண்மம் உண்டாகிறது.

$$2C_2H_5OH + 2Na \longrightarrow \underset{\text{சோடியம் ஈத்தாக்சைடு}}{2C_2H_5ONa} + H_2\uparrow$$

(3) பாஸ்பரஸ் பெண்டா குளோரைடுடன் வினை: எத்தில் ஆல்கஹால் பாஸ்பரஸ் பெண்டா குளோரைடுடன் வினைபுரிந்து எத்தில் குளோரைடைக் கொடுக்கிறது.

$$C_2H_5OH + PCl_5 \longrightarrow \underset{\text{எத்தில் குளோரைடு}}{C_2H_5Cl} + POCl_3 + HCl$$

(4) ஹைட்ரஜன் குளோரைடுடன் வினை : நீரற்ற சிங்க் குளோரைடின் முன்னிலையில் எத்தில் ஆல்கஹால் ஹைட்ரஜன் குளோரைடுடன் வினைபட்டு, எத்தில் குளோரைடையும், நீரையும் தருகிறது.

$$C_2H_5OH + HCl \xrightarrow[ZnCl_2]{\text{நீரற்ற}} C_2H_5Cl + H_2O$$

(5) ஆக்சிஜனேற்றம் : எத்தில் ஆல்கஹால் பொட்டாசியம் பெர்மாங்கனேட்டுடன் வினைபட்டு முதலில் அசிட்டால்டிஹைடையும், பிறகு அசிடிக் அமிலத்தையும் உண்டாக்குகிறது. இவ் வினைகளில் எத்தில் ஆல்கஹால் ஆக்சிஜனேற்றமடைகிறது.

$$C_2H_5OH \longrightarrow \underset{\text{அசிட்டால்டிஹைடு}}{CH_3CHO} \longrightarrow \underset{\text{அசிடிக் அமிலம்}}{CH_3COOH}$$

(6) அடர் சல்ஃப்யூரிக் அமிலத்துடன் வினை : எத்தில் ஆல்கஹால் அடர் சல்ஃபூரிக் அமிலத்துடன் 100°C வெப்பநிலைக்குச் சூடுபடுத்தப்பட்டால் எத்தில ஹைட்ரஜன் சல்..பேட் தோன்றுகிறது.

$$C_2H_5OH + H_2SO_4 \longrightarrow \underset{\text{எத்தில் ஹைட்ரஜன் சல்ஃபேட்}}{C_4H_5HSO_4} + H_2O$$

இவ் வினையில் சல்ஃபூரிக் அமிலம் பெருமளவில் இருந்தால் 160°C வெப்பநிலையில் எத்தில் ஹைட்ரஜன சல்ஃபேட் சிதைவடைந்து எத்திலீன் கிடைக்கிறது.

$$C_2H_5HSO_4 \longrightarrow C_2H_4 + H_2SO_4$$

(7) மிகையான எத்தில் ஆல்கஹாலுடன் அடர் சல்ஃபூரிக் அமிலம் 140°C வெப்பநிலையில் வினைபுரிந்து டைஈத்தைல் ஈத்தரைத் தருகிறது.

$$C_2H_5\boxed{OH + H}OC_2H_5 \xrightarrow{-H_2O} \underset{\text{டைஈத்தைல் ஈத்தர்}}{C_2H_5-O-C_2H_5} + H_2O$$

(8) அமிலங்களுடன் வினை : கனிம, மற்றும் கரிம ஆல்கஹாலுடன் வினைபட்டு எஸ்டரையும் (ester), நீரையும் தருகின்றன.

(a) கரிம அமிலம் : எத்தில் ஆல்கஹால், அசிட்டிக் அமிலத்துடன் வினைபட்டு, எத்தில் அசிட்டேட் என்ற எஸ்டரைத் தோற்றுவிக்கிறது.

$$C_2H_5OH + CH_3COOH \longrightarrow CH_3COCl_2H_5 + H_2O$$

எத்தில் அசிட்டேட்

(b) கனிம அமிலம் : ஹைட்ரோகுளோரிக் அமிலத்துடன் வினைபுரிந்து எத்தில் குளோரைடையும், நீரையும் தருகிறது.

$$C_2H_9OH + HCl \longrightarrow C_2H_5Cl + H_2O$$

எத்தில் குளோரைடு

எஸ்டர்கள், பொதுவாக இனிய மணமுடைய, எளிதில் ஆவியாகும் திரவங்கள்.

(c) எத்தில் ஆல்கஹால் நீரற்ற கால்சியம் குளோரைடுடன் இணைந்து ஒரு திண்ம பெறுதியை உண்டாக்குகிறது. இதனால் நீரற்ற கால்சியம் குளோரைடை, ஆல்கஹாலை உலர்த்தப் பயன்படுத்த முடியாது.

$$4C_2H_5OH + CaCl_2 \longrightarrow CaCl_2 \cdot 4C_2H_5OH$$

(10) அயோடோஃபாம் (Iodoform) வினை: எத்தில் ஆல்கஹாலை அயோடினுடனும், ஒரு காரக்கரைசலுடனும் சேர்த்துச் சூடு செய்தால் அயோடோஃபாம் என்னும் சேர்மம் உண்டாகிறது. இது மஞ்சள் நிறமுள்ள, தனிப்பட்ட மணமுள்ள ஒரு சேர்மமாகும்.

$$C_2H_5OH + 4I_2 + 6KOH \longrightarrow CHI_3 + HCOOK + 5KI + 5H_2O$$

அயோடோஃபாம்

எத்தில் ஆல்கஹால் சலவைத்தூள் கரைசலுடன் வினைபுரிந்து குளோரோஃபாம் என்னும் சேர்மத்தைக் கொடுக்கிறது.

பயன்கள்

(1) ஈத்தர், எத்திலீன், குளோரோஃபாம், அயோடோஃபாம் ஆகியவற்றைத் தயாரிக்கப் பயனாகிறது. (2) சிறந்த கரைப்பானாகவும், வார்னிஷ் தயாரிக்கவும், டிஞ்சர், மதுபானங்கள் முதலியவை தயாரிக்கவும் எத்தில் ஆல்கஹால் உதவுகிறது. (3) எந்திரங்களில் எரிபொருளாகவும் பயன்படுகிறது.

அசிட்டிக் அமிலம் (Acetic acid)

மோனோகார்பாக்ஸிலிக் அமில படிவரிசையில் அசிடிக் அமிலம் இரண்டாவதாக அமைந்துள்ளது. இவ் அமிலங்களில் உள்ள செயல்படுதொகுதி (functional group)—COOH ஆகும்.

தயாரிக்கும் முறை

(1) முன்பு நீர்த்த எத்தில் ஆல்கஹால் கரைசலைப் புளிக்கச் செய்து அசிடிக் அமிலம் பெறப்பட்டது. 3—6% அசிடிக் அமிலம் உள்ள ஒரு கரைசல் கிடைத்தது. இதை 'வினீகர்' (Vinegar) என வழங்கலாம்.

(2) தற்போது அசிட்டிலீனிருந்து இவ்அமிலம் தயாரிக்கப் படுகிறது. அசிட்டிலீன் வாயுவை 1% மெர்குரி சல்ஃபேட்டைக் கொண்டுள்ள 20% நீர்த்த சல்ஃபூரிக் அமிலத்தினுள், 100°C வெப்பநிலையில் செலுத்தினால் அசிட்டால் டிஹைடு உண்டாகிறது, காற்றுடன், அசிட்டால் டிஹைடை 60°C வெப்பநிலையில், மங்கனீச அசிட்டேட் வினைவேகமாற்றியின் முன்னிலையில், 5 வளி மண்டல அழுத்தத்தில் வினைபடுத்த அசிடிக் அமிலம் கிடைக்கிறது.

$$CH \equiv CH + H_2O \longrightarrow CH_3\,CHO$$

$$CH_3\,CHO + \tfrac{1}{2}\,O_2 \longrightarrow CH_3\,COOH$$

(3) சோதனைச்சாலையில், பொட்டாசியம் டைகுரோமேட், அடர் சல்ஃபூரிக் அமிலம் ஆகியவற்றின் முன்னிலையில் எத்தில் ஆல்கஹால் ஆக்சிஜனேற்றமடைந்து அசிடிக் அமிலத்தைத் தருகிறது.

$$C_2\,H_5\,OH + O_2 \longrightarrow CH_3\,COOH + H_2O$$

இயற்பியல் பண்புகள்

இது நிறமற்ற, கார நெடியுடைய திரவம். நீருடன் நன்கு கரைகிறது. நீரற்ற தூய்மையான அமிலம் க்ளேசியல் (glacial) அசிடிக் அமிலம் எனப்படுகிறது. இது தோலின்மீது பட்டால் காயங்களை உண்டாக்கும். இதன் கொதி நிலை 118°C.

வேதிப் பண்புகள்

(1) இது ஒரு வீரியமற்ற அமிலம், எனவே, இது சிதைவடைந்து ஹைட்ரஜன், அசிட்டேட் அயனிகளைச் சிறிதளவு கொடுக்கிறது.

$$CH_3\,COOH \rightleftharpoons CH_3\,COO^- + H^+$$

(2) சோடியத்துடன் இவ் வமிலம் விணைபட்டு ஹைட்ரஜனை வெளியேற்றுகிறது.

$$2\,CH_3\,COOH + 2\,Na \longrightarrow 2\,CH_3\,COONa + H_2$$

சோடியம் அசிட்டேட்

(3) காரங்களுடன் விணைபட்டு உப்புகளையும், நீரையும் உண்டாக்குகிறது. இது அமிலப்பண்பை எடுத்துக்காட்டுகிறது.

$$CH_3\,COOH + Na\,OH \longrightarrow CH_3\,COO\,Na + H_2O$$

(4) அசிடிக் அமிலம் எத்தில் ஆல்கஹாலுடன் விணைபுரிந்து எதில் அசிட்டேட் என்ற எஸ்டரைத் தருகிறது.

$$CH_3\,COOH + C_2\,H_5\,OH \longrightarrow CH_3\,COO\,C_2H_5 + H_2O$$

(5) பாஸ்ஃபரஸ் பெண்டா குளோரைடு இவ் அமிலத்துடன் விணைபட்டு அசிட்டைல் குளோரைடைத் தோற்றுவிக்கிறது.

$$CH_3\,COOH + PCl_5 \longrightarrow CH_3\,CO\,Cl + PO\,Cl_3 + HCl$$

அசிட்டைல் குளோரைடு

(6) சோடியம் அசிட்டேட்டையும், சோடாச் சுண்ணும்பையும் சேர்த்துச் சூடுபடுத்தும்போது மீத்தேன் உண்டாகிறது.

$$CH_3\,COO\,Na + Na\,OH \longrightarrow CH_4 + Na_2\,CO_3$$

சோடியம் அசிட்டேட் கரைசலை மின்னுற்பகுத்தால் நேர் மின் முனையில் ஈத்தேன் உண்டாகிறது.

$$2\,CH_3\,COO\,Na \longrightarrow C_2H_6 + 2\,CO_2 + 2\,Na$$

$$2\,Na + 2\,H_2O \longrightarrow 2\,Na\,OH + H_2 \uparrow$$

பயன்கள்

(1) செயற்கை நூலிழைகளைத் தயாரிக்க உதவும் செல்லுலோஸ் அசிட்டேட் (cellulose acetate) என்ற சேர்மத்தைத் தயாரிக்கவும், பலவகை அசிட்டேட்டுகள் தயாரிக்கவும் பயன்படுகிறது. (2) எஸ்டர்கள், மருத்துவத்துறையில் பல மருந்துகள் ஆகியவை தயாரிக்கவும் அசிடிக் அமிலம் பயனுகிறது.

வினாக்கள்

1. மீத்தேன் சோதனைச் சாலையில் எவ்வாறு தயாரிக்கப் படுகிறது? அதன் முக்கியப் பண்புகளை விவரி.

2. எத்தில்ஆல்கஹாலிலிருந்து எத்திலீன் எவ்வாறு பெறப் படுகிறது? கீழ்க்கண்ட வற்றுடன் எத்திலீன் எவ்வாறு வினைபடுகிறது? (i) குளோரின், (ii) அடர் H_2SO_4, (iii) HBr, (iv) கார $KMnO_4$ கரைசல். எத்திலீனின் முக்கிய பயன்களைக்கூறு.

3. சோதனைச் சாலையில் அசிட்டிலீன் வாயு எவ்வாறு தயா ரிக்கப்படுகிறது? கீழ்க்கண்டவற்றுடன் அசிட்டிலீன் எவ்வாறு வினைபுரிகிறது? (i) ஹைட்ரஜன்; (ii) குளோ ரின்; (iii) நீர்த்த சல்ஃபூரிக் அமிலம்; (iv) சில்வர் நைட்ரேட் கரைசல்; (v) குப்ரஸ் குளோரைடு கரை சல்; (vi) HBr.

4. சோடியம் அசிட்டேட்டிலிருந்து ஈத்தேன் எவ்வாறு பெறப்படுகிறது?

5. மீத்தேன், எத்திலீன், அசிட்டிலீன் இவற்றின் பண் புகளை ஒப்பிடுக.

6. எத்தில் ஆல்கஹாலிலிருந்து அசிடிக் அமிலம் தயாரிக் கும் முறையை விவரி. இதன்முக்கியப்பண்புகளை விளக் கிக்கூறு.

7. 'நொதித்தல்' என்றால் என்ன? எத்தில் ஆல்கஹாலைப் பெருமளவு தயாரிக்க உதவும் முறைகளை விவரி. கீழ்க் கண்டவற்றுடன் ஆல்கஹால் எவ்வாறு வினைபுரிகிறது? (i) சோடியம், (ii) அசிடிக்அமிலம், (iii) அடர் சல்ஃபூரிக் அமிலம், (iv) பாஸ்ஃபரஸ் பெண்டாகுளோரைடு. (v) சிறு குறிப்பு வரைக: தனி ஆல்கஹால்.

8. கீழ்க்கண்ட மாற்றங்கள் எவ்வாறு நிகழ்த்தப்படு கின்றன?
   (a) அசிட்டிலீனிலிருந்து ஈத்தேன்;
   (b) அசிட்டிலீனிலிருந்து பென்சீன்;
   (c) எத்தில் ஆல்கஹாலிலிருந்து எத்திலீன் டை குளோரைடு;

(d) அசிட்டிலீனிலிருந்து அசிட்டால்டிஹைடு;

(e) சோடியம் அசிட்டேட்டிலிருந்து காபன்டெட்ரா குளோரைடு;

9. குறிப்பு வரைக :

(i) நிறைவுறுத் தன்மை (Unsaturation) ;

(ii) பலபடியாக்கல் (Polymerisation);

(iii) கூடுதல் வினைகள் (Addition reactions);

(iv) பதிலீட்டு வினைகள் (Substitution reactions);

(v) படி வரிசைகள் (Homologous series).

———

கலைச்சொற்கள்

A

Abnormal	— இயல்பற்ற
Abrasive	— தேய்க்கும் பொருள்
Absolute	— தனி
Absolute scale]	— தனி அளவு
Absolute temperature	— தனி வெப்பநிலை
Absolute zero temperature	— சூன்ய வெப்பம்
Absorbent	— உறிஞ்சி
Absorption	— உறிஞ்சுதல்
Absorption tower	— உறிஞ்சும் கோபுரம்
Abstract	— அருவமான, சுருக்கம்
Abundance of elements	— தனிமங்களின் மிகுதி
Acceleration	— முடுக்கம்
Accelerator	— முடுக்கி
Acceptor	— ஏற்பி, வாங்கி
Accuracy	— துல்லியம்
Acetaldehyde	— அசெட்டால்டிஹைடு
Acetaldehyde hydrate	— அசெட்டால் டிஹைடு ஹைட்ரேட் அல்லது நீரேறி
Acetaldehyde hydrazone	— அசெட்டால்டிஹைடு ஹைட்ரஸோன்
Acetanilide	— அசெட்டனிலைடு
Acetic acid	— அசெட்டிக் அமிலம்
Acetic anhydride	— அசெட்டிக் அன்ஹைட்ரைடு அல்லது அசெட்டிக் அமில நீரிலி
Acidity	— அமிலத்தன்மை

Acidity (of base)	—	(காரத்தின்) அமிலத்தன்மை அல்லது அமிலத்துவம்
Acid anhydride	—	நீரற்ற அமிலம் அல்லது அமில நீரிலி
Activation energy	—	கிளர்வுகொள் ஆற்றல்
Active	—	வீரியமுள்ள
Affinity	—	நாட்டம், கவர்ச்சி
Agent	—	கரணி, வினைப்பொருள்
Aggregation	—	திரள்
Air regulator	—	காற்றுச் சீராக்கி
Air tight	—	காற்றுப்புகாத
Alcohol, Primary	—	முதல் நிலை ஆல்கஹால், ஓரிணைய ஆல்கஹால்
Alcohols	—	ஆல்கஹால்கள்
Alcohol, secondary	—	இரண்டாம் நிலை ஆல்கஹால்; ஈரிணைய ஆல்கஹால்
Alcohol, Tertiary	—	மூன்றும் நிலை ஆல்கஹால், மூவிணைய ஆல்கஹால்
Aliphatic compounds		அலிஃபேடிக் சேர்மங்கள், திறந்த சங்கிலித் தொடர் சேர்மங்கள்
Alkali	—	காரம்
Alkali, caustic	—	எரிகாரம், வன்காரம், கடுங்காரம்
Alkali metals	—	கார உலோகங்கள்
Alkali, mild	—	மென்காரம்
Alakaline earth metals	—	கார மண் உலோகங்கள்
Alkane	—	அல்க்கேன்
Alkyl halide	—	அல்க்கைல் ஹாலைடு
Allotropes	—	புறவேற்றுருவங்கள், புறவேற்றுமைத் தனிமங்கள்
Allotropy	—	புறவேற்றுமை
Alloy	—	உலோகக் கலவை
Alternate	—	ஒன்றுவிட்ட
Alternating current	—	மாறுதிசை மின்னோட்டம்
Alum	—	படிகாரம், ஆலம்
Amalgam	—	இரசக் கலவை
Amalgamation process	—	இரசக் கலவை முறை
Amorphous	—	படிகவடிவமற்ற
Amphoteric	—	ஈரியல்புள்ள

Anaesthetic	—	உணர்வு நீக்கி, மயக்க மருந்து
Analogy	—	ஒப்புவமை
Analysis	—	பகுப்பு, பகுப்பாய்வு
Anhydride	—	நீரற்றது, நீரிலி
Anhydrous	—	நீரற்ற
Animal charcoal	—	மிருககக்கரி, விலங்குக்கரி
Anion	—	நேர் அயனி (எதிர்மின்னேற்ற முள்ள அயனி)
Anode	—	நேர்மின் முனை
Angular structure	—	கோண அமைப்பு
Anomalous	—	முரணான
Anomaly	—	முரண்பாடு
Antichlor	—	குளோரின் நீக்கி
Antidote	—	மாற்று மருந்து
Antiseptic	—	நச்சி கொல்லி, நச்சு கொல்லி, புரை தடுப்பான்
Apparatus	—	உபகரணம், சாதனம், கருவி
Apparent molecular weight	—	தோற்ற மூலக்கூறெடை
Application	—	பயன்
Applied	—	செயல்முறை சார்ந்த
Approximate	—	தோராயமான
Aquaregia	—	இராஜத் திராவகம்
Aqueous	—	நீரிய
Aqueous tension	—	ஈர அழுத்தம், நீரின் ஆவி அழுத்தம்
Asbestos	—	கல்நார்
Associated molecule	—	இணைக்கமுற்ற மூலக்கூறு
Atmosphere	—	வளிமண்டலம்
Atomic hydrogen	—	அணுநிலை ஹைட்ரஜன்
Atomicity	—	அணுக்கட்டு எண், அணுத்துவம்
Atomic number	—	அணு எண்
Atomic spectra	—	அணு நிறநிரல்
Atomic structure	—	அணு உள்ளமைப்பு, அணுவின் அமைப்பு
Atomic Theory	—	அணுக்கொள்கை
Atomic weight	—	அணு எடை

B

Bad conductor	—	அரிதிற் கடத்தி
Balancing the equation	—	சமன்பாட்டைச் சமன் செய்தல்
Base	—	காரம்
Basic	—	காரகுணமுள்ள
Basicity (of an aeid)	—	(அமிலத்தின்) காரத்துவம் அல்லது காரத்தன்மை
Basic salt	—	கார உப்பு
Basic radical	—	கார உறுப்பு
Baths	—	தொட்டிகள்
Battery	—	மின்கல அடுக்கு
Beaker	—	முகவை
Bee-hive shelf	—	துளைமேடை
Bessemer converter	—	பெஸிமர் மாற்று உலை
Bituminous coal	—	புகைமிகு நிலக்கரி
Binary compound	—	இருதனிமச் சேர்மம்
Blast furnace	—	ஊது உலை
Bleaching agent	—	வெளுக்கும் பொருள், நிறம் நீக்கி
Bleaching powder	—	சலவைத்தூள், நிறம் நீக்கும் தூள்
Blow-pipe	—	ஊதுகுழல்
Blue vitriol	—	மயில்துத்தம்
Bond	—	பிணைப்பு
Bond, covalent	—	சகப் பிணைப்பு, பங்கீட்டுப் பிணைப்பு
Bond, dative or co-ordinate	—	ஈதல் பிணைப்பு
Bond, electrovalent	—	அயனிப் பிணைப்பு, மின்வலுப் பிணைப்பு
Bone charcoal	—	எலும்புக்கரி
Brass	—	பித்தளை
Brittle	—	நொறுங்கும்
Brown ring test	—	பழுப்பு வளையச் சோதனை
Borax	—	வெண்காரம்
Borax bead	—	வெண்கார மணி
Bunsen burner	—	புன்சன் பர்னர், புன்சன் எரிகருவி
Burette	—	பியூரட்
By-product	—	உடன் விளைபொருள்

C

Calcination	—	நீற்றுதல்
Calcine	—	நீற்று
Calculate	—	கணக்கிடு
Calculation	—	கணக்கீடு
Capillary tube	—	நுண்துளைக்குழாய்
Carbonyl chloride	—	கார்பனைல் குளோரைடு
Cast iron	—	வார்ப்பிரும்பு
Catalysis	—	வினைவேக மாற்றம்
Catalyst	—	வினைவேக மாற்றி
Cathode	—	எதிர் மின்முனை
Cathode ray	—	எதிர் மின்கதிர்
Cation	—	எதிர் அயனி (நேர் மின்னேற்றமுள்ள அயனி)
Caustic soda	—	எரிசோடா
Centigrade scale	—	சென்டிகிரேட் அளவு
Central	—	மைய, நடு
Chain reaction		தொடர்வினை
Charge	—	மின்னேற்றம், மின்சுமை
Chart		விளக்க அட்டவணை, விளக்கப்படம்
Chemistry	—	வேதியியல்
Chemical affinity	—	வேதிக் கவர்ச்சி, வேதி நாட்டம்
Chemical constitution	—	வேதி உள்ளமைப்பு
Chemical kinetics	—	வேதி வினை வேக இயல்
Chemical equilibrium	—	வேதிச் சமநிலை
Chemistry, Inorganic	—	அனங்கக வேதியியல், கனிம வேதியியல்
Chemistry, Organic	—	அங்கக வேதியியல், கரிம வேதியியல்
Chemistry, Synthetic	—	தொகுமுறை வேதியியல்
Chemistry, Theoretical	—	அறிமுறை வேதியியல், கோட்பாட்டு வேதியியல்
Classification	—	வகையீடு
Coal gas	—	நிலக்கரி வாயு
Coagulation	—	திரிதல், தோய்தல்
Coke	—	சுட்டகரி, கல்கரி
Combines	—	இணைகிறது, கூடுகிறது

Combination — இணைவு, கூடுகை
Combustion — எரிதல்
Complex compound — அணைவுச் சேர்மம்
Components — கூறுகள்
Composition — இயைபு, அமைப்பு
Compression — இறுக்கம்
Concentrated — செறிவு, அடர்வு
Concentration of an acid — அமிலத்தின் அடர்வு
Concentration of an ore — தாதுவை அடர்ப்பித்தல்
Concentric pipes — ஒருமையக் குழாய்கள்
Concept — கருத்து
Condensation — சுருக்குதல், சுருக்கு வினை
Condenser — குளிர்கலன், சுருக்கி
Conductance, conductivity — கடத்துதிறன்
Conductor — கடத்தி
Conical flask — கூம்புக்குடுவை
Connection — இணைப்பு
Constant — மாறிலி, நிலையான எண்
Constituent — இயைபுறுப்பு, கூறு
Conservation of energy — ஆற்றல் அழியாமை
Contact process — பரிச முறை
Contents — உள்ளடக்கம்
Contrary — மாறுன
Co-ordinate link — ஈதல் பிணைப்பு
Cork — தக்கை
Corresponding state — ஒத்த நிலை
Corrosive action — அரிக்கும் வினை
Critical temperature — நிலைமாறு வெப்பநிலை
Crucible — மூசை, புடக்குகை
Crude — பண்படா
Crush — நசுக்குதல்
Crystal — படிகம்
Chrystalline — படிக வடிவுள்ள
Crystallisation — படிகமாக்கல், படிகமாதல்
Crystallisation (water of) — படிக நீர்
Current, high tension or
Current, high voltage — அழுத்தம் மிக்க மின்னோட்டம்
Curve — வளைகோடு

D

Data — புள்ளி விவரம், தரப்பட்டவை
Deactivation — வீரிய நீக்கம்
Decantation — தெளியவைத்து இறுத்தல்
Decay — அழிவு, தேய்வு
Decinormal solution — தசமக் கரைசல்
Decomposition — சிதைவு
Decripitation — வெடித்துப் பொரிதல்
Define — வரையறு, இலக்கணங் கூறு
Definition — வரையறை, வரைவிலக்கணம்
Degree of dissociation — பிரிகை வீதம்
Dehydrate — நீர் நீக்கி
Dehydration — நீர் நீக்கம்
Deliquescence — நீர்த்தல், கசிதல்
Density — செறிவு, அடர்த்தி
Deposit — படிவு
Density, relative — ஒப்படர்த்தி
Derivative — பெறுதி
Desiccator — உலர்த்தும் பாண்டம், உலர்த்தி
Destrutive distillation — சிதைத்துக் காய்ச்சி வடித்தல்
Diagonal relationship — மூலைவிட்டத் தொடர்பு
Diagram — விளக்கப்படம், வரிப்படம்
Diamond — வைரம்
Dibasic — இருகாரத்துவம் அல்லது இரட்டைக் காரத்துவம்
Diffusion — ஊடுருவித்தல், விரவுதல், பரவுதல்
Dilute — நீர்த்த, விளாவிய
Direct current — நேர் மின்னோட்டம்
Disinfectant — தொற்றுநீக்கி
Disintegration — சிதைவு
Displacement — இடப்பெயர்ச்சி
Dissociation — பிரிகை
Distillation — காய்ச்சி வடித்தல்
Distinguish — வேறுப்படுத்திக் காண்
Double bond — இரட்டைப் பிணைப்பு
Double decomposition — இரட்டைச் சிதைவு

Dropping funnel — சொட்டுபுனல்
Dry test — உலர்சோதனை
Drying agent — உலர்த்தி, நீர்நீக்கி, உலர்த்தும் பொருள்
Ductile — கம்பியாக நீட்டப்படும் தன்மையுள்ள, கம்பியாக வல்ல

E

Eccentric — வேற்றுமைய
Effervescence — நுரைத்தெழுதல்
Efficiency — திறன்
Efflorescence — தூள் பூத்தல், பொரிதல்
Electric furnace — மின் உலை
Electro Chemistry — மின் வேதியியல்
Electrode — மின்முனை
Electrolysis — மின்பகுப்பு
Electrolyte — மின்பகு பொருள்
Electrolyte, strong — மிகு அளவு அயனியாகும் பொருள்அல்லது வீரியமிக்க மின்பகு பொருள்
Electrolyte, weak — குறைந்த அளவு அயனி யாகும் பொருள் அல்லது வீரியம் குறைந்த மின்பகு பொருள்
Electron — எலக்ட்ரான்
Electron donor — எலக்ட்ரான் வழங்கி
Electron acceptor — எலக்ட்ரான் வாங்கி
Electronegative — எதிர்மின் தன்மை
Electronic structure — எலக்ட்ரான் அமைப்பு
Electron shell — எலக்ட்ரான் ஷெல்
Electron spin — எலக்ட்ரான் சுழற்சி
Electropositive nature — நேர்மின் தன்மை
Electrothermal furnace — மின் வெப்ப உலை
Element — தனிமம்
Empirical formula — முற்றுரு வாய்பாடு, விகித வாய்பாடு
Endothermic reaction — வெப்பம் கொள்வினை
Energy, kinetic — இயக்க ஆற்றல்
End point — முடிவு நிலை

Equation	—	சமன்பாடு
Equilibrium	—	சமநிலை
Equivalent weight	—	சமான எடை
Error	—	வழு, பிழை
Estimation	—	நிர்ணயித்தல்
Evaporation	—	ஆவியாதல், ஆவியாக்குதல்
Example	—	எடுத்துக்காட்டு, மேற்கோள்
Exchange	—	பரிமாற்றம்
Excited state	—	கிளர்வுற்ற நிலை
Exothermic reaction	—	வெப்பம் உமிழும் வினை
External	—	புற, வெளி
Extract	—	சாறு

F

Factor	—	குணகம்
Fats	—	கொழுப்புகள்
Fatty acid	—	கொழுப்பு அமிலம்
Fermentation	—	நொதித்தல், புளித்தல்
Ferric alum	—	ஃபெர்ரிக் ஆலம், அயப் படிகாரம்
Ferro magnetism	—	ஃபெர்ரோ காந்தம்
Film	—	ஏடு, படலம்
Filtrate	—	வடிநீர்
Filtration	—	வடிகட்டுதல்
Flame (luminous)	—	ஒளியுள்ள சுடர்
Flame (non-lominous)	—	ஒளியற்ற சுடர்
Flame test	—	சுடர் சோதனை
Flotation process	—	மிதப்பு முறை
Flux	—	இளக்கி
Force	—	விசை
Force, centrifugal	—	மையவிலக்கு விசை
Force, centripetal	—	மையநோக்குவிசை
Formula	—	வாய்பாடு
Fountain experiment	—	ஊற்றுச் சோதனை
Fractional distillation	—	பின்னக் காய்ச்சி வடித்தல்
Freezing mixture	—	உறைகலவை
Friction	—	உராய்வு
Frothing	—	நுரைத்தல்
Fuel	—	எரிபொருள், எரிமம்
Fusion	—	உருக்குதல்

G

Galvanising	—	நாக முலாம் பூசுதல்
Gas, ideal	—	சீர்மை வாயு, குறிக்கோள் நிலை வாயு
Gas, perfect	—	நிறைவாயு
Gas, real	—	இயல்நிலை வாயு, உண்மை வாயு
Geometrical isomerism	—	வடிவ ஐசோமெரிசம்
Gram molecular weight	—	கிராம் மூலக்காற்று எடை
Graph	—	வரைபடம்
Graduated	—	அளவுகோடிடப்பட்ட
Group	—	பத்தி, பிரிவு, தொகுதி
Halogens	—	ஹாலஜன்கள், உப்பீனிகள்
Hardness	—	கடினத்தன்மை
Hard water	—	வன்னீர், நுரைதரா நீர்
Hard water, permanent	—	நிலைப்புக் கடின நீர்
Hard water, temporary	—	தாற்காலிகக் கடின நீர்
Heterogeneous	—	சமச்சீரற்ற, பலபடித்தான
Homogeneous	—	சமச்சீருள்ள, ஒருபடித்தான
Homologous series	—	படிவரிசை, ஓரின் வரிசை
Hydrate	—	நீருடைய பொருள்
Hydrated	—	நீரேறிய
Hydrogenation	—	ஹைட்ரஜன் ஏற்றம்
Hydrolysis	—	நீராற் பகுத்தல்
Hygroscopic	—	நீர் உறிஞ்சும், நைப்புள்ள
Hypothesis	—	கருதுகோள், கற்பிதக் கொள்கை

I

Ignite	—	சுடு
Impurity	—	மாசு
Inactive	—	வீரியமற்ற, மந்தமான
Incrustation	—	பொருக்கு
Indicator	—	நிறம் காட்டி
Inorganic	—	கனிம
Ion	—	அயனி
Ionic exchange	—	அயனிப் பரிமாற்றம்
Ionic equation	—	அயனிச் சமன்பாடு
Ionic product	—	அயனிப் பெருக்குத் தொகை

Ionic Theory — அயனிக் கொள்கை
Ionisation — அயனியாதல், அயனியாக்குதல்
Ionisation potential — அயனியாக்கும் மின் அழுத்தம், அயனியாக்க ஆற்றல்
Iron, pig — வார்ப்பிரும்பு
Iron, soft — தேனிரும்பு
Irreversible — மீளாத் தன்மையுள்ள, மீளும் தன்மையற்ற
Isobar — ஐசோபார், ஒரு நிறைத் தனிமம்
Isotope — ஐசோடோப்பு, ஓரிடத் தனிமம்
Isomorphism — ஒத்த வடிவுடைமை
Inference — ஊகம், அனுமானம்
Interference — குறுக்கீடு, தலையீடு

K

Kipp's generator — கிப் ஜெனனி, கிப் இயற்றி
Kinetic theory of gases — வாயுக்களின் இயக்கப் பண்புக் கொள்கை

L

Law — விதி
Law of Conservation of energy — ஆற்றலின் அழியாமை விதி
Law of Conservation of Mass — பொருண்மையின் அழியாமை விதி
Law of Definite Proportions — மாருத அல்லது திட்ட விகித விதி
Law of Multiple Proportions — மடங்கு விகிதவிதி
Law of Reciprocal Proportions — தலைகீழ் விகித விதி
Lead — காரீயம், லெட்
Lead chamber process — லெட் அல்லது காரீய அறை முறை
Leibig condenser — லீபிக் குளிர்கலம்
Lignite — பழுப்பு நிலக்கரி
Lime, quick — சுட்ட சுண்ணும்பு
Lime, slacked — நீற்றிய சுண்ணும்பு
Lime water — சுண்ணும்பு நீர்

Limit — வரம்பு
Linear structure — நேர்கோட்டு அமைப்பு
Liquefaction of gases — வாயுக்களை நீர்மமாக்குதல்
Liquid — நீர்மம், திரவம்

M

Malleable — தகடாகத்தக்க
Mass — நிறை
Mass number — நிறை எண்
Matte — மேட்டி
Mechanism — வினைவழி முறை
Medium — ஊடகம்
Meniscus — பிறைதளம்
Metal — உலோகம்
Metalloid — உலோகப் போலி
Metallurgy — உலோக இயல்
Mineral — கனிமம்
Mineral salts — கனிம உப்புகள்
Mixture — கலவை
Molecule — மூலக்கூறு
Molecular weight — மூலக்கூறு எடை
Molasses — கழிவுப்பாகு
Molecular formula — மூலக்கூறு வாய்பாடு
Mole fraction — மோல் பின்னம், கிராம் மூலக்கூறு எடைப் பின்னம்
Monobasic — ஒற்றைக் காரத்துவமுள்ள
Monoclinic sulphur — ஊசி சல்ஃபர் அல்லது ஊசிக் கந்தகம்
Mother liquor — மூலக்கரைசல்
Mortar and pestle — கல்வமும் குழவியும்

N

Nascent — பிறவி நிலை, தோன்று நிலை
Neutral — நடுநிலை
Neutralisation — நடுநிலையாக்கம்
Nitre — வெடியுப்பு
Non-ionisable — அயனியாகாத
Non-metal — அலோகம்

Non-polar solvent	—	மின்முனைவற்ற கரைப்பான்
Normal	—	இயல்பான
Normal solutian	—	நார்மல் அல்லது சமான எடைக் கரைசல்
Normal temperature and pressure	—	திட்டவெட்ப அழுத்த நிலை
Normality coefficient	—	நார்மாலிடி எண்
Nuclear charge	—	அணுக்கருவின் மின்னேற்றம், கருவின் மின்னேற்றம்
Nucleus	—	அணுக்கரு அல்லது கரு

O

Observation	—	கண்டறிதல்
Octahedral	—	எண்முக
Octet	—	எட்டெண் கூட்டம்
Octet Theory	—	எட்டெண் எலக்ட்ரான் கொள்கை
Ore	—	தாது
Organic	—	அங்கக, கரிம
Osmosis	—	ஊடுபரவல், சவ்வூடு பரவல்
Outer most orbit	—	வெளியோர ஆர்பிட் அல்லது சக்தி நிலை
Open hearth	—	திறந்த அடுப்பு, அகன்ற அடுப்பு
Oxidation	—	ஆக்ஸிஜனேற்றம்
Oxidation number	—	ஆக்ஸிஜனேற்ற எண்
Oxidising agent	—	ஆக்சிஜனேற்றி
Oxidation state	—	ஆக்ஸிஜனேற்ற நிலை
Oxide	—	ஆக்ஸைடு

P

Particle	—	துகள்
Passivity	—	செயலறு நிலை
Peat	—	மரம்மிகு கரி
Periodic Law	—	ஆவர்த்தன விதி அல்லது தனிம வரிசை அட்டவணை விதி
Periodic classification	—	ஆவர்த்தன அல்லது தனிம வரிசை அட்டவணை
Physical constant		இயற்பியல் மாறிலி, இயற்பியல் நிலை எண்

Pink	—	இளஞ்சிவப்பு
Pipette	—	பிப்பெட்டு
Plastic sulphur	—	களிக்கந்தகம்
Platinised asbestos	—	பிளாடினம் தோய்ந்த கல்நார்
Polar	—	துருவம் சார்ந்த
Poles (like)	—	ஓரின மின் முனைகள்
Poles (unlike)	—	எதிரின மின் முனைகள்
Polymer	—	பலபடி
Polymerisation	—	பலபடியாக்கல், பல்பகுதி சேர்த்தல்
Polar linkage	—	மின் முனைவுள்ள அல்லது அயனிப்பிணைப்பு
Polyvalent	—	பல்லிணை திறன்
Practical	—	செய்முறை
Pracipitate (noun)	—	வீழ்படிவு
Pracipitate (verb)	—	படியச்செய்
Pressure	—	அழுத்தம்
Principle	—	தத்துவம்
Procedure	—	செயல்முறை, செய்முறை
Process	—	செயல்முறை
Producer gas	—	உலைவாயு, புரடியூசர் வாயு
Product	—	விளைபொருள்
Promoter	—	(வேகமாற்றியின்) தூண்டி
Proof	—	மெய்ப்பித்தல்
Proton	—	புரோட்டான்
Pungent	—	நெடியுள்ள
Purification	—	தூய்மைப்படுத்தல், தூயதாக்கல்

Q

Qualitative	—	பண்பறி
Qualitative analysis	—	பண்பறி பகுப்பாய்வு
Quantitative	—	அளவறி
Quantitative analysis	—	அளவறி பகுப்பாய்வு

R

Radical	—	உறுப்பு
Radio activity	—	கதிரியக்கம்
Radio active half life	—	கதிரியக்கப் பாதிச் சிதைவு நேரம்

Rays — கதிர்கள்
Radio active disintegration, rate of — கதிரியக்கச் சிதைவு வீதம்
Rate — தகவு, வீதம்
Rate constant — வேகமாறிலி
Reaction — வினை, எதிர்வினை
Reagent — வினைப்பொருள
Reactant — வினைபடு பொருள்
Receiver — கொள்கலம்
Reducing agent — ஆக்ஸிஜன் ஒடுக்கி, ஒடுக்கி
Reduction — ஆக்ஸிஜன் ஒடுக்கம், ஒடுக்கம்
Refine — தூய்மைப்படுத்து
Residue — எச்சம், கசடு
Resistance — தடை
Reversible reaction — மீளும் வினை
Retort — வாலை
Rhombic — சாய்சதுரம்
Roasting — வறுத்தல
Reverberatory furnace — எதிர் அனல் உலை
Rusting — துருப்பிடித்தல்
Rule — விதி

S

Saturated — பூரித, தெவிட்டிய, நிறைவுற்ற
Significant figure — சிறப்பு இலக்கம்
Sink — கழிநீர்த் தொட்டி,
Slag — கசடு, உலோகக் கசடு
Smelting — உருக்கிப் பிரித்தல்
Specific heat — உரிமை வெப்பம், சுய வெப்பம்
Soft water — நுரைதரு நீர், மென்னீர்
Solid — திண்மம்
Solubility — கரைதிறன், கரைதிறன் எண்
Solute — கரைபொருள்
Solution — கரைசல்
Solvent — கரைப்பான்
Soot — புகைக்கரி
Stability — நிலைப்பு, உறுதிப்பாடு

Standardisation — திட்டப்படுத்தல், அளவறிதல்
Standard solution — அளவறி கரைசல்
Stirrer — கலக்கி
Stop cock — குழாய் அடைப்பான்
Stopper — அடைப்பான்
Strength of an acid — அமிலத்தின் வலிவு
Strength of a base — காரத்தின் வலிவு
Strong acid — வீரிய அமிலம்
Strong base — வீரிய காரம்
Strong electrolyte — எளிதில் மின்பகு பொருள் அல்லது வீரிய மிக்க மின்பகுபொருள்
Structure — அமைப்பு
Structural formula — உள்ளமைப்பு வாய்பாடு
Sublimatian — பதங்கமாதல்
Sub-shell — உபஷெல்
Substitute — பதிலீடு செய்
Substituted product — பதிலீடு செய்யப்பட்ட பொருள்
Super saturated — அதிபூரித, மிகத் தெவிட்டிய
Symbol — குறியீடு
Symmetrical — சமச்சீருள்ள, சீர்மையுள்ள
Synthesis — தொகுப்பு
Synthetic — தொகுப்பு முறை
Systematic examination — முறையான சோதனை

T

Tempering — பதப்படுத்தல், தோய்த்தல்
Tetrahedron — நான்முகி, டெட்ராஹிட்ரன்
Theoretical — கோட்பாடு, அறிமுறை
Theory — கொள்கை, கோட்பாடு
Trigonal pyramid — முக்கோண பிரமிட்
Tin — வெள்ளீயம்,
Titration — தரம்பார்த்தல்
Titre value — தர அளவு, முடிவு அளவு
Transition state — இடைநிலை
Transition temperature — இடைநிலை வெப்பநிலை
Triple bond — முப்பிணைப்பு

U

Univalent — ஓரிணை திறன்
Unit — அலகு
Unreacted — வினைபடாத
Unsaturated — அபூரித, நிறைவுறாத
Upward displacement — மேல்முகப் பெயர்ச்சி

V

Vacuum — வெற்றிடம்
Valency — இணைதிறன், வலு எண்
Vapour density — ஆவிஅடர்த்தி
Vaporisation — ஆவியாக்கல்
Variable valency — மாறுபடும் இணைதிறன்
Velocity — திசைவேகம், நேர்வேகம்
Verification — சரிப்பார்த்தல்
Vibration — அதிர்வு, அலைவு
Vibrational motion — அலைவு இயக்கம்
Vital force — உயிர்ச் சக்தி
Volatile — எளிதில்ஆவியாகும்
Voltameter — மின்முறிகலம்
Volumetric — பருமனறி
Volumetric analysis — பருனமறி பகுப்பாய்வு

W

Wash bottle — கழுவு சீசா
Water bath — நீர்த்தொட்டி
Water of crystallisation — -டிக நீர்
Water of hydration — படிக நீர்
Weak acid — வீரியம் குறைந்த அமிலம்
Weak base — வீரியம் குறைந்த காரம்
Weak electrolyte — குறைந்த அளவு மின்பகு பொருள்
Weight — எடை
Wet test — கரைநிலை சோதனை
Welding — உருக்கிப் பிணைத்தல்
Wire gauze — கம்பி வலை
Wrought iron — தேனிரும்பு

X

X-ray analysis — X-கதிர் பகுப்பாய்வு

———